



المنظمة العربية للتربية والثقافة والعلوم
إدارة العلوم والبحث العلمي

دراسة كيميائية تحليلية مفصلة لعناصر الجدول الدوري

الأستاذ الدكتور حسن بوزيان
(أستاذ بقسم الكيمياء بالمدرسة العليا للأساتذة – الجزائر)

الجزء 2
(Z>50)

أبريل 2017

تقدّم المنظمة العربية للتربية والثقافة والعلوم (ألكسو) بجزيل شكرها وامتنانها للأستاذ الدكتور حسن بوزيّان، على تنازله عن حقوقه الفكرية للمنظمة ومنحها فرصة الإشراف على إصدار هذا الكتاب، وتثمن عاليًا ما بذله من جهد مقدر في تأليفه لهذا المرجع العلمي القيّم، الذي حفّزها على طباعته وإتاحته مجانًا للطلبة والباحثين وأعضاء هيئة التدريس العرب لاستفادتهم منه والاسترشاد به.

حسن بوزيّان

دراسة كيميائية تحليلية مفصلة لعناصر الجدول الدوري / حسن بوزيّان . - تونس : المنظمة العربية للتربية والثقافة والعلوم. إدارة العلوم والبحث العلمي، 2017 .. مج. 2 (ص 280)

ISBN: 978-9973-15-379-1

003/03/2017/ع



المنظمة العربية للتربية والثقافة والعلوم

إدارة العلوم والبحث العلمي

المراجعة العلمية

د. محمد المعاوي

المراجعة اللغوية

د. الحبيب النصراوي

تصميم الفلاف

أ. طارق الدرديدي

تمثل العلوم الأساسية أولى حلقات منظومة الإبداع، بل أهمها، باعتبارها الأساس الذي تُبنى عليه وتستد إليه حركة البحث العلمي، وما ينبع عنها من معارف وتطبيقات. من هذا المنطلق، عملت المنظمة العربية للتربية والثقافة والعلوم (الكسو) على إصدار العديد من الاستراتيجيات والخطط الهدافة إلى تطوير المنظومات المرتبطة بالإبداع العلمي، وإلى شحذ إمكانات المجتمع العربي نحو الأفضل، وبذلت مجهودات كبيرة من أجل تقديم تصورات لتطوير أساليب تدريس العلوم بالوطن العربي، وساهمت من خلال الاستفادة بخبرات عربية وعالمية في إعادة رسم السياسة العلمية ببعض الدول العربية التي طلبت الاستعانة والدعم من المنظمة.

ولا شك أن حرص المنظمة، التي تسعى—منذ نشأتها—لتشجيع العلماء العرب المقيمين داخل الوطن العربي وخارجها على الكتابة باللغة العربية، سعيا منها لنشر وتوسيع قاعدة استخدام اللغة العربية في تدريس العلوم، ولإغناه المكتبات العربية بالكتب والمراجع العلمية العربية التي تققر إليه، انطلاقا من أن اللغة ليست مجرد أداة للتواصل بين الأفراد، بل هي وعاء للفكر في مجتمع المعرفة، وأداة لحفظ الهوية، ومن الركائز التي تقوم عليها نهضة الأمم في العالم الحديث، وكـلما أتقنها أفراد المجتمع، ازداد العطاء والإبداع في التربية والثقافة والعلوم.

ومنذ انطلاق مشروع النهوض باللغة العربية في العام 2009، عملت المنظمة —باعتبارها بيت خبرة عربي—على بذل المزيد من العناية والاهتمام بتأليف وتحرير وترجمة الكتب العلمية القيمة إلى اللغة العربية، وهي مستمرة في إصدار الدراسات والكتب العلمية باللغة العربية هادفة إلى إحداث نقلة نوعية، لا سيما في مجالاتها التربوية والثقافية والعلمية. وبعد كتاب دراسة كيميائية تحليلية مفصلة لعناصر الجدول الدوري، للمؤلف الجزائري القدير الدكتور حسين بوزيان إنجازا هاما وخطوة متقدمة على هذا الدرب باعتباره مرجعا علميا في هذا التخصص الدقيق. والغاية من طباعة هذا الكتاب، وغيره من الكتب القيمة، هي إغناه مكتبتنا العربية بما تحتاجه من معارف وعلوم منظورة، وتقديمها للأجيال الصاعدة من طلبة وباحثين

ومتخصصين ومهتمين باللغة العربية، للاطلاع والاستفادة منه، وتسهيل عملية الوصول إلى المادة العلمية المجمعة بشكل دقيق ومنهجي.

وأتقدم بجزيل الشكر والامتنان لمؤلف هذا الكتاب، على الجهد القيمة التي بذلها في تجميع مادته العلمية، ويشرف المنظمة العربية للتربية والثقافة والعلوم أن تبادر بتصدير هذا الكتاب العلمي الهام -في جزئيه-لقرائتها في نسخة ورقية وأخرى إلكترونية، متطلعاً لأن تكون مادته العلمية إضافة مفيدة لهذا التخصص الدقيق، وخطوة لنقل المعرفة وتوطينها والاستفادة منها.

الدكتور عبدالله حمد محارب

المدير العام

تعتبر العلوم أساس تقدم المجتمعات ورقيها في مختلف المجالات الاقتصادية والاجتماعية والثقافية، ولا يخفى على أحد أهمية اللغة الأم في فهم واستيعاب العلوم بكل فروعها. وخير مثال على ذلك التقدّم الذي أحرزته العديد من الدول التي تقوم بترجمة الأبحاث العلمية بعد فترة وجيزة من صدورها ونشرها وتدريسها بلغاتها المحلية، مثل اليابان والصين وألمانيا وكوريا الجنوبيّة، وغيرها. ولم تتزلّ هذه الدول عن التقدّم العلمي الذي يجري في العالم، خاصة وأنّ أسس وقواعد العلوم الأساسية والرياضيات ثابتة لا تتغيّر.

وفي ظلّ الجهد الذي تبذلها المنظمة العربية للتربية والثقافة والعلوم (الألكسو) للنهوض باللغة العربية للتوجّه نحو مجتمع المعرفة، وذلك من خلال ترجمتها للعديد من الكتب والمراجع العلمية الهامة، إيماناً منها بأنّ تدريس العلوم باللغة العربية سيؤدي -مؤكداً- إلى زيادة الاستيعاب للمفاهيم العلمية، وإزالة الالتباس بين المفاهيم المختلفة، وتحسين التحصيل العلمي، ونقل المعرفة ونطويتها، كما أنه سيوفر الوقت والجهد لدى الطلبة والباحثين العرب.

وفي إطار حرص الألكسو على التعاون مع المتخصصين العرب في مختلف المجالات العلمية، وتشجيعهم على الكتابة والترجمة العلمية للغة العربية، فقد تواصلت مع الأستاذ الجزائري القيدير الدكتور حسن بوزيان، أستاذ بقسم الكيمياء بالمدرسة العليا للأساتذة بالجزائر، الذي وافق مشكوراً على إعطاءها الإذن في نشر كتابه الموسوم بـ "دراسة كيميائية تحليلية مفصلة لعناصر الجدول الدوري"؛ والذي يهدف إلى التعريف بالجدول الدوري للعناصر الكيميائية (جدول منديليف)، وترتيبها بالاعتماد على سلوكها الدوري حسب تزايد كتلتها.

وسيُمكّن هذا الكتاب الطالب والباحث العربي من التعرّف على العناصر الكيميائية وخصائصها بصيغة جديدة، حيث يجمع -في جزئيه- كل العناصر الكيميائية، ويقدمها حسب تصنيفها الطبيعي. كما أفرد لكل عنصر باباً يبرز فيه خصائصه الفيزيائية من حيث: تاريخ وظروف استكشافه، وكيفية تحضيره، وأهم تفاعاته، وميادين استعماله، وتأثيراته على البيئة والكائنات الحية. ولعلّ ميدان الاستعمال والخصائص البيولوجية للمواد الكيميائية التي قللَ ما

نهتم بالبحث عنها والتوقف عندها، في حين أنها باللغة الأهمية وهي تتطور كل يوم، هي ما يميز هذا الكتاب عن غيره.

ويُسعد المنظمة العربية للتربية والثقافة والعلوم أن تقدم هذا الكتاب العلمي -في نسخة ورقية وأخرى إلكترونية- للطلبة والباحثين والمتخصصين والمهتمين العرب بهذا المجال، وإتاحته مجاناً للاطلاع على محتواه العلمي بصورة متكاملة، للاستفادة منه.

وللاطلاع على النسخة الإلكترونية من الكتاب، بإمكانكم زيارة الموقع الإلكتروني التالي:

<http://www.alecso.org/site/sectors/sciences.html>

الأستاذ الدكتور أبوالقاسم حسن البدرى
مدير إدارة العلوم والبحث العلمي

الفهرس

13	مقدمة الكتاب
15	$^{122}_{51}Sb$ 1 - عنصر الأنتموان
23	$^{128}_{52}Te$ 2 - عنصر التلوريوم
29	$^{127}_{53}I$ 3 - عنصر اليود
37	$^{131}_{54}Xe$ 4 - عنصر الكزينون
43	$^{133}_{55}Cs$ 5 - عنصر السيلزيوم
49	$^{137}_{56}Ba$ 6 - عنصر الباريوم
57	$^{139}_{57}La$ 7 - عنصر اللانثانيوم
61	$^{140}_{58}Ce$ 8 - عنصر السيريوم
67	$^{140}_{59}Pr$ 9 - عنصر البراسيوديميوم
73	$^{147}_{61}Pm$ 10 - عنصر البروميثيوم
77	$^{150}_{62}Sm$ 11 - عنصر الساماريوم
83	$^{152}_{63}Eu$ 12 - عنصر اليووربيوم
87	$^{159}_{65}Tb$ 13 - عنصر التيربيوم
93	$^{162}_{66}Dy$ 14 - عنصر الديسبسيوم
99	$^{165}_{67}Ho$ 15 - عنصر الهولميوم

105	$^{167}_{68} Er$	16 - عنصر الإربيوم
111	$^{168}_{69} Tm$	17 - عنصر الثوليوم
115	$^{173}_{70} Yb$	18 - عنصر اليتيربيوم
119	$^{175}_{71} Lu$	19 - عنصر اللوتينيوم
125	$^{178}_{72} Hf$	20 - عنصر الهافنيوم
129	$^{181}_{73} Ta$	21 - عنصر التنتالوم
133	$^{184}_{74} W$	22 - عنصر التنغستن
139	$^{186}_{75} Re$	23 - عنصر الرينيوم
145	$^{190}_{76} Os$	24 - عنصر الأوسميوم
149	$^{129}_{77} Ir$	25 - عنصر الإيريديوم
155	$^{195}_{78} Pt$	26 - عنصر البلاتين
161	$^{197}_{79} Au$	27 - عنصر الذهب
167	$^{201}_{80} Hg$	28 - عنصر الزئبق
173	$^{201}_{81} Tl$	29 - عنصر التاليوم
177	$^{207}_{82} Pb$	30 - عنصر الرصاص
185	$^{209}_{83} Bi$	31 - عنصر البزموثر
193	$^{210}_{84} Po$	32 - عنصر البلونيوم
195	$^{222}_{85} Rn$	33 - عنصر الرادون

199	$^{210}_{85} At$	34 - عنصر الأستاتين
203	$^{226}_{88} Ra$	35 - عنصر الراديوم
209	$^{232}_{90} Th$	36 - عنصر الثوريوم
215	$^{231}_{91} Pa$	37 - عنصر البروتكتينيوم
220	$^{238}_{92} U$	38 - عنصر اليورانيوم
230	$^{237}_{93} Np$	39 - عنصر النبتونيوم
234	$^{242}_{94} Pu$	40 - عنصر البلوتونيوم
238	$^{243}_{95} Am$	41 - عنصر الأمريكيوم
243	$^{247}_{96} Cm$	42 - عنصر الكوريوم
247		الملحق 1: فروع الكيمياء
249		الملحق 2: البنية الإلكترونية للعناصر
253		الملحق 3: اكتشاف العناصر
261		الملحق 4: الفائزون بجائزة نوبل في الكيمياء في القرن العشرين
273		المراجع

مقدمة الكتاب

الحمد لله رب العالمين... وبه نستعين.

أما بعد،

يعتبر جدول التصنيف الدوري للعناصر أحد الأعمدة الأساسية التي تقوم عليها الكيمياء. فلواه كانت دراسة العناصر الكيميائية عملية مضنية، تعتبر دراسته وسيلة هامة لفهم الكيمياء وزيادة الاهتمام بتدرسيها.

بدل مفهوم "الدورية" على تكرار أنماط من الخصائص الكيميائية والفيزيائية بعد فترات منتظمة ومحددة. وقد تمكن الطلبة الذين يدرسون علم الكيمياء من تعلم ومعرفة خصائص 115 عنصراً مكتشفاً حتى الآن، من خلال ما يقدمه هذا المفهوم من تيسير وتسهيل لفهم تلك الخصائص. وكان يكفيهم لذلك معرفة خصائص عدد محدود جداً من العناصر النموذجية والتعرف من خلالها على خصائص العناصر الأخرى التي تتنظم معها في مجموعات، لأنَّ العناصر المجموعة الواحدة خصائص كيميائية متماثلة.

تعود بدايات قصة وضع تصنيف للعناصر في نظام دوري، إلى ما قبل حوالي 200 سنة، وقد شهد الجدول الدوري خلال مساره الطويل الكثير من الجدل، وأدخل عليه الكثير من عمليات التعديل والتبدل ليتلاعِم مع تطور العلم واكتشاف عناصر جديدة.

لقد نشر العالم الروسي "مندلييف" سنة 1869م نتائج أبحاثه التي ضمنها جدوله الدوري، ثم واصل أبحاثه ونشر سنة 1871م صيغة الجدول الدوري، وجاء اكتشاف النظام الدوري لترتيب العناصر تويجاً للعديد من التطورات العلمية. على الرغم من أنَّ المؤرخين يرون أنَّ المولد الرسمي للجدول الدوري كان في 17-02-1869م على يد "مندلييف" حين وضع جدوله الأول من بين عدة جداول له في هذا المجال. لقد شمل ذلك الجدول 63 عنصراً كانت معروفة حينذاك، مرتبة بدلاً من ترتيب أوزانها الذرية، وتركَت فيه موقع خالية لعناصر لم تكن معروفة في ذلك الوقت، وتُنبأ "مندلييف" بأنَّها ستكتشف لاحقاً، وحدد أوزانها الذرية التقريبية.

وقد كان تتبُّؤ مندلييف عن وجود خواص ستة من العناصر التي لم تكن معروفة آنذاك من أروع ما حققه القانون الدوري. فقد احتوى ذلك التصنيف على كثير من الأماكن الخالية، ثم اكتشفت العناصر التي كان يجب أن تكون في الطبيعة أو اصطنعت بعد ذلك.

وقد بلغت جرأة "منديليف" حداً فيه أخذ يتبايناً بصفات هذه العناصر مستنداً إلى صفات ما يجاورها حيث إنَّ خواص العنصر يمكن التبيؤ بها من معرفة موقعه في جدول التصنيف الدوري للعناصر. فأخذ يتكلُّم عن صفات ما أسماه "إيكا بور" و "إيكا ألمانيوم" و "إيكا منغنيز"، وهي العناصر التي عرفت فيها باسم السكانديوم والغالليوم والتكنيسيوم. ويشكل إيكا سيليسيوم، الذي عرف فيها بعد باسم الجermanium والذي اكتشفه العالم الألماني "فينكلر" سنة 1886م، المثال التقليدي للعناصر التي تتبايناً "منديليف" بخواصها.

يتناول هذا الكتاب دراسة مفصلة لإثنين وأربعين عنصراً من عناصر الجدول الدوري والتي أعدادها الذرية من 1 إلى 42. وكان السبب وراء اختيار هذا الموضوع هو محاولة تقديم دراسة شاملة عن كل عنصر وذلك لنقص المراجع التي تتحدث عن العناصر الكيميائية.

هذا الكتاب يعطي للطالب فكرة شاملة عن العناصر الكيميائية، وهو يحتوي على المعلومات الخاصة لكل عنصر على حدة، من الخواص العامة للعنصر، واكتشافه، وجوده في الطبيعة، وطرق استحصلاله، وخواصه الكيميائية، ومجالات استخدامه، وتأثيره على البيئة وصحة الإنسان.

في الختام يسُرُّني أن أتوجه بخالص الشكر والعرفان إلى الأساتذتين الكريمتين سعاد تبیرت ووهيبة حکوم لمساعدتي في إنجاز هذا الكتاب من خلال مذكرة التخرج التي أنجزتهاها عندما كانتا طالبتين بالمدرسة العليا للأساتذة تحت إشرافي بعنوان: «دراسة مفصلة لعناصر الجدول الدوري ($Z > 50$)».

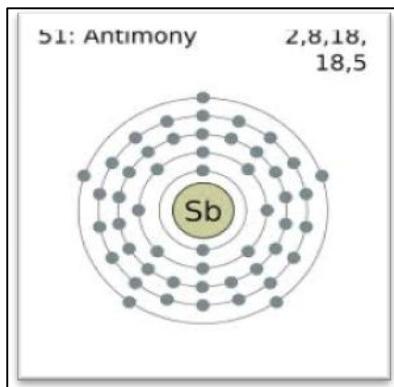
إن الوصول إلى الكمال أمر مستحيل، ومن طبيعة الإنسان أن يشوب عمله النقص دائماً، لكن أرجو أن أكون قد وفيت الموضوع حقه، وسأهتم ببعض الجهد في بناء جيل واع مؤمن بلغته ووطنه، وأملِي كبير في آلا يدخل علينا أحد في إبداء أية ملاحظة أو تصويب.

والله ولي التوفيق

الأستاذ حسن بوزيان
قسم الكيمياء
المدرسة العليا للأساتذة-القبة-الجزائر
ال الجزائر في 01 نوفمبر 2012

$^{122}_{51}Sb$ ١ – عنصر الأنتموان

التوزيع الإلكتروني



المظهر



خواص عامة لعنصر الأنتموان

القيمة العددية	الخاصية
51	العدد الذري (Z)
122	العدد الكتلي (A)
121,75	الوزن الذري الغرامي (g)
1,59	نصف القطر الذري (Å)
6,62	الكتلة الحجمية (g/cm^3)
5,630	درجة الانصهار (C°)
1380	درجة الغليان (C°)
834,0	طاقة التأين الأولى ($e.v/mol$)
-	طاقة الألفة الإلكترونية ($e.v$)
2,5	الكهربوسلبية
026,0	الناقلية الكهربائية ($\Omega^{-1} \mu$)

1 - ما هو الأنتموان؟

الأنتموان أو الإند عنصر من العناصر المتوسطة بين الفلزات واللافلزات، تغلب عليه الصفة المعدنية، يوجد في الطبيعة على شكل نظيرين كثناهما الزيتان 121(57.25%) و 123(%42.75).

يعرف للأنتموان عدة أشكال متغيرة، أحد هذه الأشكال هو الشكل الفلزي القصيف المائل إلى الزرقة، ذو البريق المعدني يدعى بالأنتموان الفضي، أما الآخر فيدعى الأنتموان الأصفر، وهو غير ثابت إلا تحت درجة حرارة - 90°.

2 - اكتشافه وجوده في الطبيعة

عرف الأنتموان منذ القدم، فقد كانت العرب وقبائل آسيا البدوية تستعمل حجر الإند (حجر الكحل) لمداواة الجروح وكحلا للعيون، وحجر الكحل هو مركب كبريت الأنتموان سريع التفتت ولفتاته بريق ولمعان.

استخرج الرومان الأنتموان ولم يعرفوا استعماله وفوائده، كما عرفه الصينيون واليابانيون وغيرهم من الشعوب، وقد أشار "بريلتو" إلى أن العرب استعملوا الأنتموان في محاولاتهم لتحضير الذهب.
ويعتقد أن أصل كلمة أنتيموان عربي (إند أو إند) اختلف اسمه من بلد إلى آخر، وأخيراً أطلقت عليه تسمية (ستيبيوم Stibium) اليونانية من قبل العالم "بازيل فالانتان" في نهاية القرن الخامس عشر ومن هنا جاء رمزه (Sb)، ولا تتجاوز نسبة الأنتموان في الطبيعة % 5·10⁻⁵ وغالباً ما يوجد متّحداً بالكبريت Sb_2S_3 أو متّحداً مع الأكسجين Sb_2O_3 ، ويوجد أيضاً في الجزائر وجنوب تركيا.

3 - طرق استحصلائه

يحضر الأنتموان بعدة طرق أهمها حرق السيتيبيين في الهواء فيتحول إلى أكسيده الثلاثي الذي يرجع بالكريون أو الهيدروجين.

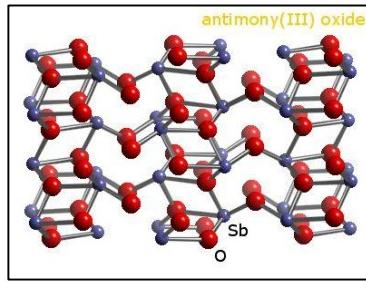
4 - الخواص الكيميائية للأنتموان

1.4 - تفاعلاته

1.1.4 - أكسيداته

أ - أكسيد الأنتموان الثلاثي Sb_2O_3

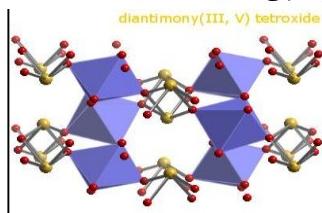
يحضر الأنتموان بعدة طرق أهمها حرق السيتيبيين في الهواء فيتحول إلى أكسيده الثلاثي الذي يرجع بالكريون أو الهيدروجين.



شكل (1.1): بنية Sb_2O_3

ب - أكسيد الأنتموان الرباعي Sb_2O_5

يتكون هذا الأكسيد بتسخين الأكسيد السابق في الهواء أو بأكسدة الأنتموان في حمض النتريك، وهو مسحوق لا لون له يتحول بالتسخين إلى اللون الأصفر.



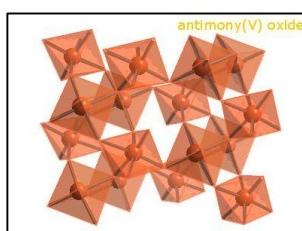
شكل (2.1): بنية Sb_2O_5

ج - أكسيد الأنتموان الخماسي Sb_2O_5

والذي يعرف باسم أكسيد الأنتيمونيك ويكون بتأثير حمض النتريك على الأكسيد السابقة، وهو

مسحوق أصفر اللون يكون عدة هيدرات مع الماء ومن أمثلتها حمض أورثو أنتيمونيك H_3SbO_4

وحمض ميٹا أنتيمونيك $H SbO_4$.

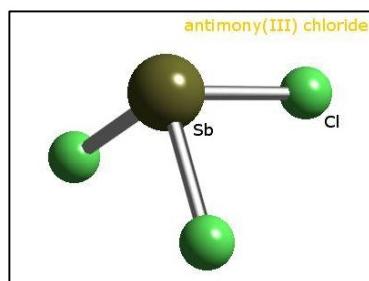


شكل (3.1) بنية Sb_2O_5

2.1.4 - هاليداته

أ - ثالث كلوريد الأنتموان $SbCl_3$ (زيدة الأنتموان)

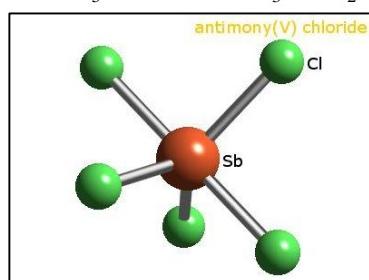
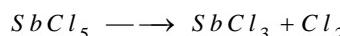
يحضر بتفاعل غاز الكلور مباشرة مع الفلز أو كبريتيد الأنتموان، هو عبارة عن مركب متبلور ينصهر عند 73°C ويغلي عند 223°C ، يذوب في كمية قليلة من الماء أو في حمض الهيدروكلوريك المخفف يتفاعل مع النشادر مكوناً مركباً صيغته $SbCl_3 \cdot NH_3$ ولكن هذا المركب ينحل بالتسخين.



شكل (4.1) بنية $SbCl_3$

ب - خامس كلوريد الأنتموان $SbCl_5$

يحضر بتمرير غاز الكلور في ثالث كلوريد الأنتموان، ويوجد في حالة سائلة في درجات الحرارة العادمة ويتتحول بالتبريد إلى بلورات تنصهر عند 4°C ، ينحل خامس كلوريد الأنتموان بفعل الحرارة إلى كل من الكلور وثالث كلوريد الأنتموان وفق التفاعل التالي:



شكل (5.1) بنية $SbCl_5$

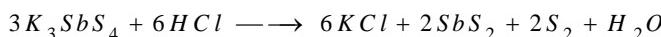
$SbCl_4$ - رابع كلوريد الأنتموان

وهو متوسط بين الكلوريدين السابقين فلا يعرف في حالته الحرة.

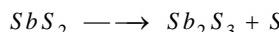
3.1.4 - كبريتات الأنتموان

أ - ثنائي كبريتيد الأنتموان

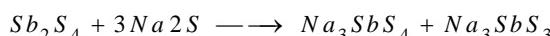
يحضر على هيئة راسب أصفر ضارب إلى الحمرة عند معاملة ثيو أنتمونات بأحد الأحماض وفق التفاعل التالي:



ينحل ثنائي كبريتيد الأنتموان بالحرارة إلى ثلاثي كبريتيد الأنتموان والكبريت وفق التفاعل التالي:

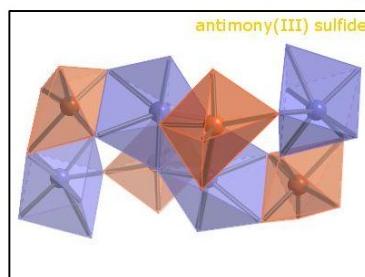
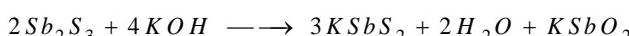


يدوب في الكبريتات القلوية مكونا خليطا من ثيو أنتيمونيت وثيو أنتيمونات وفق التفاعل التالي:



ب - ثلاثي كبريتيد الأنتمكوان

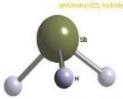
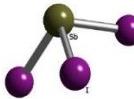
يتميز بلونه الأسود وبريقه الفلزي، ينصدر عن 550°C ، يمكن تحضيره بتمرير غاز كبريتيد الهيدروجين في محلول ثالث كلوريد الأنتموان وهو يتربّس في هذه الحالة على هيئة راسب برقالي اللون، لكن يتحول إلى اللون الأسود عند تسخينه إلى 200°C ، ويدوب ثلاثي كبريتيد الأنتموان في القلويات مكونا ثيو أنتيمونيت والميثا أنتيمونيت وفق التفاعلات التالية:



شكل (6.1) بنية Sb_2S_3

يدوب في الكبريتات القلوية مكونا ثيو أنتمونات:

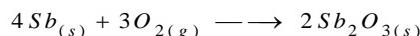
4 - مركبات أخرى

اسم المركب	بنية البلورية
	ثلاثي هيدريد الأنتموان SbH_3
	ثلاثي فلوريد الأنتموان SbF_3
	ثلاثي يوديد الأنتموان SbI_3
	ثلاثي تيليريد الأنتموان $SbTe_3$
	ثلاثي سيلينيد الأنتموان $SbSe_3$

2.4 - تفاعله

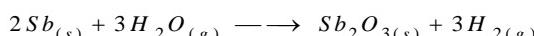
1.2.4 - تفاعله مع الهواء

عند التسخين، يتفاعل الأنتموان مع الهواء ليعطي ثالث أكسيد الأنتموان مع انطلاق شعلة مزرقة وفق التفاعل التالي:



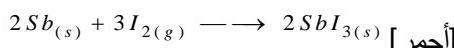
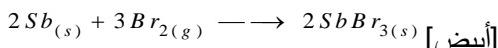
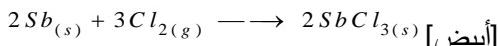
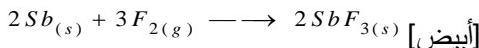
2.2.4 - تفاعله مع الماء

في درجة الحرارة المرتفعة يتفاعل الأنتموان مع الماء لتشكيل ثالث أكسيد الأنتموان وفق التفاعل التالي:



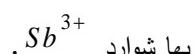
3.2.4 - تفاعله مع الالوجينات

يتفاعل الأنتموان في الشروط النظمية مع الفلور، الكلور، البروم، اليود ليشكل على التوالي: ثالث كلوريد الأنتموان، ثالث فلوريد الأنتموان، ثالث بروميد الأنتموان، ثالث يوديد الأنتموان، وفق التفاعلات التالية:



4.2.4 - تفاعله مع الأحماض

الأنتموان ينحل في محلائل ساخنة ومركزة من حمض الكبريتيك أو حمض النتراتيك لإعطاء محلائل



5.2.4 - تفاعله مع الهيدروجين

يتكون مركب الإستبين SbH_3 بتأثير الهيدروجين على سطح الأنتموان، وهو راسب في درجات الحرارة العادمة ولا لون له، سريع الإنحلال بتأثير الحرارة، يتتحول إلى سائل بالتبديد، ويغلي عند 17°C ، شديد السمية يحترق في الهواء مكونا سحب بيضاء من أكاسيد الأنتموان.

5 - مجال استخدام الأنتموان

لا بد أن كلا منا قد لمس بيده مركبات الأنتموان أكثر من مرة، فالسطح الجانبي من علبة التقباب مغطى بمزيج يحتوي إلى جانب الفوسفور الأحمر على كبريتيد الأنتموان وهو الذي يكسبه اللون النبي الداكن.

أ. تستخدم بعض مركبات الأنتموان في زيادة صلابة الحديد والصلب، وفي صناعة أنصاف نوائق ممتازة، وأيضا في صناعة الأصبغة. سبائك الأنتموان والقصدير تستعمل في صناعة حروف الطباعة كي تكتسب مقاومة جيدة للتلف وهذا مهم جدا في الطباعة، لأن الأحرف تستعمل عشرات الآلاف من المرات.

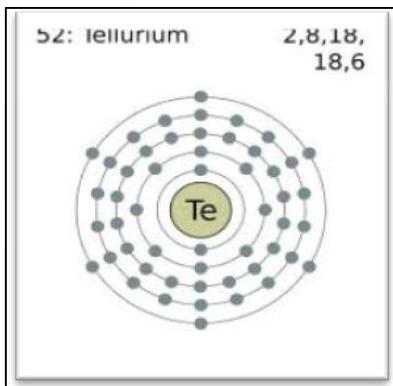
ب. سبائك الأنتموان والرصاص تدخل في صناعة الأجهزة والأدوات الكيميائية وإنتاج الأنابيب التي تنقل الأحماض القلوية وغيرها من السوائل العدوانية، كما تصنع منها الأغلفة التي تلف الأسلاك الكهربائية وأسلاك البرق والهاتف.

ت. يضاف أكسيد الأنتموان إلى الأقمشة (ستائر المسارح والمؤسسات العامة وقمash الخيم) لجعلها تصمد أمام النيران.

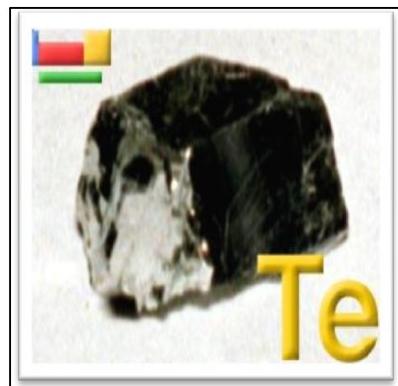
ث. تستخدم مركبات الأنتموان أيضا في حالات التهاب الرئة والتهاب الكبد، كما تفيد في مكافحة أمراض عديدة خاصة في المدن التي تكون فيها درجة الحرارة مرتفعة جدا.

$^{128}_{52}Te$ – عنصر التلوريوم 2

التوزيع الإلكتروني



المظهر



خواص عامة لعنصر التلوريوم

القيمة العددية	الخاصية
52	العدد الذري (Z)
128	العدد الكتبي (A)
127,6	الوزن الذري الغرامي (g)
1,6	نصف القطر الذري (A°)
6,24	الكتلة الحجمية (g/cm^3)
5,449	درجة الانصهار (C°)
8,989	درجة الغليان (C°)
869,0	طاقة التأين الأولى (e.v/mol)
2,2	طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)
2,1	الكهربائية
10^{-6}	النافلية الكهربائية ($\mu \Omega^{-1}$)

1 - ما هو التلوريوم؟

التلوريوم فاز هش فضي أبيض يشبه القصدير، مرتبط كيميائياً بالسلنيوم والكبريت، يستخدم أساساً في صناعة السبائك ويستخدم كشبكة موصل.

2 - اكتشافه وجوده في الطبيعة

اكتشف عنصر التلوريوم عام 1782م الكيميائي النمساوي فرانز مولر فون رايختشتاين (رومانيا). أصل الاسم مشتق من الكلمة اللاتинية *tellus* ومعناها الأرض.

ويمكن الحصول على عنصر التلوريوم النقى عادة كناتج ثانوى من ت冶ية النحاس. غالباً ما يوجد هذا العنصر في الطبيعة متحداً مع فلزات كالنحاس والذهب والرصاص والزنبق والفضة.

3 - طرق استحصلاله

يفصل التلوريوم من خامات البزموت وهي تلوريد البزموت Bi_2Te_3 بمعاملتها بكرتونات الصوديوم لتحويله إلى تلوريد الصوديوم $NaTe$ الذي ينفصل منه التلوريوم، عند تركه في الهواء على هيئة مسحوق رمادي اللون.

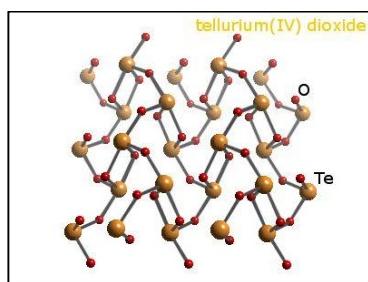
4 - الخواص الكيميائية للتلوريوم

رغم أن خواص التلوريوم الفيزيائية تشبه فلز الزنك فإن خواصه الكيميائية تشبه خواص اللافزات مثل الزرنيخ.

1.4 - مركيباته

1.1.4 - أكسايداته

عند أكسدة التلوريوم بحمض النتريك يتشكل لنا ثانئي أكسيد التلوريوم TeO_2 ، الذي يكون على هيئة بلورات لا لون لها وهو شحيح الذوبان في الماء ولا يكون معه محلولاً حموضياً.

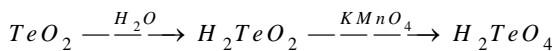


TeO_2 بنية (1.2)

يمكن تحضير بعض الأحماض من هذا الأكسيد مثل حمض التلوريوم ذو درجة الأكسدة

$H_2TeO_3^{(+4)}$ بتحفيض محلول التلوريوم في حمض النتريك ويمكن أكسدة هذا الحمض إلى

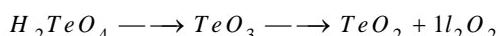
حمض التلوريك H_2TeO_3 بواسطة برمغنات البوتاسيوم.



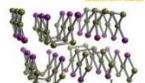
يمكن الحصول على أملاح التلورات بصهر التلوريوم مع كربونات الصوديوم ونترات الصوديوم والبوتاسيوم، وأيضاً بأكسدة تلوريت البوتاسيوم مثلاً بغاز الكلور.



عند احتراق التلوريك يتحول إلى ثالث أكسيد التلوريوم TeO_3 الذي قد ينحل بعد ذلك إلى ثاني أكسيد التلوريوم والأكسجين.



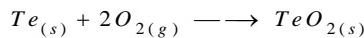
2.1.4 - مركبات أخرى

بنية البلورية	اسم المركب
	Te_2Br بروميد ثنائي تلوريوم
	Te_2I يوديد ثنائي تلوريوم
	TeS كبريتيد التلوريوم
	TeF_4 رباعي فلوريد التلوريوم

2.4 - تفاعله

1.2.4 - تفاعله مع الهواء

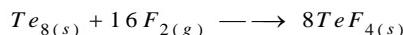
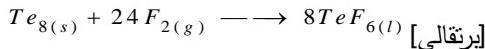
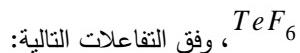
يشتعل التلوريوم في الهواء مكوناً ثابتاً أكسيد التلوريوم TeO_2 وفق التفاعل التالي:



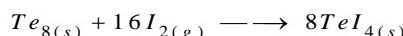
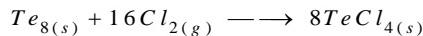
ويتكون هذا الأكسيد أيضاً بأكسدة التلوريوم بحمض النتريك على هيئة بلورات لا لون لها، وهو شحيم الذوبان في الماء ولا يكون معه محظواً حمضاً.

2.2.4 - تفاعله مع الهالوجينات

يتم الاتحاد بالهالوجينات مباشرةً، فيكون مع الفلور رباعي وسداسي فلوريد التلوريوم TeF_4 ،



ويكون مع الكلور، البروم واليود على التوالي رباعي كلوريد التلوريوم، رباعي بروميد التلوريوم ورباعي يوديد التلوريوم وفق التفاعلات التالية:



3.2.4 - تفاعله مع الهيدروجين

ينتج تلوريد الهيدروجين عند تفاعل حمض الهيدروكلوريك مع تلوريد المغنتزيوم.



وتلوريد الهيدروجين سائل عند درجة 0°C، ويتحول إلى مادة صلبة عند 40°C، وهو غاز في درجات الحرارة العادمة وينفك في وجود الضوء أو في الهواء الرطب ويتربس منه التلوريوم.

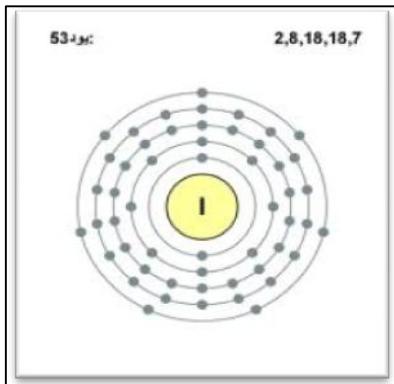
5 - مجال استخدام عنصر التلوريوم

ظل التلوريوم أمدا طويلا ليس له سوى تطبيقات محدودة، فهو يستعمل أساسا في تحسين خواص الكبلات المعلقة بالرصاص، فقليل من التلوريوم (أقل من 1% ، 0%) يكفي لزيادة مقاومة الرصاص فيزيائيا وكميائيا.

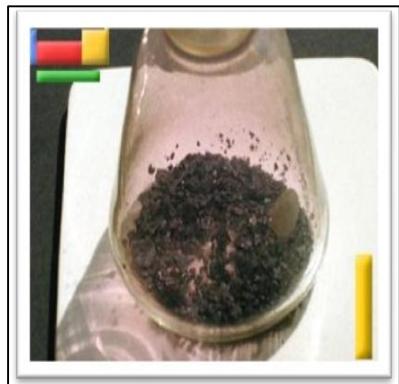
ثم أصبح هذا العنصر فجأة مهما لسبب خاص يعود إلى الدور الذي يريد الفيزيائيون أن يحملوه إياه، فقد اكتشفوا أن بعض مركبات التلوريوم هي أنصاف نوافل ذات طبيعة خاصة يمكن استعمالها لكشف الإشعاع تحت الأحمر، وخاصة من أجل تحويل الحرارة مباشرة إلى كهرباء.

I_{53}^{127} ـ عنصر اليود

التوزيع الإلكتروني



المظهر



خواص عامة لعنصر اليود

القيمة العددية	الخاصية
53	العدد الذري (Z)
126	العدد الكثي (A)
126,904	الوزن الذري الغرامي (g)
-	نصف القطر الذري (A°)
4,94	الكتلة الحجمية (g/cm^3)
935	درجة الانصهار (C°)
3127	درجة الغليان (C°)
1,008	طاقة التأين الأولى ($e.v/mol$)
1,47	طاقة الألفة الإلكترونية ($e.v$)
2,66	الكهربوسلبية
0,015	الناقلية الكهربائية ($\mu \Omega^{-1}$)

1 - ما هو اليود؟

اليود فلز مبلور في درجة الحرارة العادمة، سهل التسامي ويعطى عند تساميه غازاً بنفسجي، يذوب اليود في ثاني كبريتيد الكربون، وفي الكلوروفورم مكوناً محاليل بنفسجية اللون.

2 - اكتشافه وجوده في الطبيعة

اكتشف اليود عام 1811م من قبل العالم "كورتسوا" عندما سخن مستخلصات الأعشاب البحرية من حمض الكبريتيك، لاحظ ظهور أبخرة بنفسجية اللون تحولت عند تبریدها إلى مادة سوداء اللون أطلق عليها اسم اليود من الكلمة اليونانية "يودين" والتي تعني اللون البنفسجي.

يعتبر اليود من العناصر النادرة في الطبيعة حيث تبلغ نسبته في القشرة الأرضية 0,3 غرام في الطن، يوجد في مياه البحر والطحالب البحرية كما يوجد مختلطاً بالأملاح مثل: نترات الصوديوم الطبيعية على شكل يودات أو يوديد شيلي.

ويوجد اليود في الأسماك وذكر منها: التونة، الرنجة، السردين، السلمون، بلح البحر، الكركند، الأخطبوط والطحالب بالإضافة إلى الأعشاب البحرية مثل الأعشاب الحمراء.

كما يوجد في الفواكه مثل: الأناناس، المشمش، والخضروات مثل: الخس، الفاصولياء، اللفت والجرجير، ويوجد أيضاً في حليب الأم، الجبن، الزبادي والبيض.

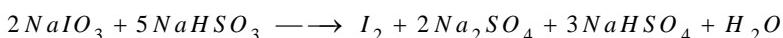
3 - طرق استحصلاله

1.3 - من الأعشاب البحرية

يحتوي الرماد الناتج عن حرق الأعشاب البحرية على نحو 1% تقريباً من اليود، يوضع الرماد في الماء فتفصل منه بلورات الأملاح مثل كبريتات البوتاسيوم وكloride البوتاسيوم، يعامل محلول المركز بعد ذلك بحمض الكبريتيك ويقطر مع ثاني أكسيد المنغنيز وتستقبل أبخرة اليود المتتصاعدة في مكثفات.

2.3 - من نترات شيلي

يوجد في المحاليل المركزية الناتجة من إذابة نترات شيلي (نترات الصوديوم) على هيئة يودات الصوديوم بنسبة تصل لنحو 0,03، يستخلص اليود عن طريق اختزاله بمركب كبريتيد الصوديوم وفق التفاعل التالي:



وينقى اليود الناتج من العمليات السابقة بالتسامي مع إضافة قدر صغير جداً من يوديد الصوديوم للتخلص من الهاوجينات الأخرى إن وجدت، وعادةً ما تتسامى مع أبخرة اليود المحضرة من الأعشاب

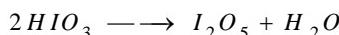
البحرية بلورات لا لون لها من سيانيد اليود ICN السامة التي تتصاعد قبل أبخرة اليود، ولذلك يجب التخلص منها.

4 - الخواص الكيميائية لليود

1.4 - مركباته

1.1.4 - أكسيداته

يشكل اليود مع الأكسجين عدة أكسيدات أهمها أكسيد اليود الخامس I_2O_5 الذي يحضر بإزالة الماء من حمض اليود ذي درجة أكسدة (5+) بالتسخين في الدرجة 200°C وفق التفاعل التالي:



I_2O_5 مادة صلبة بيضاء اللون وتنفك إلى عناصرها ابتداءً من درجة الحرارة 300°C ويتفاعل مع الماء مشكلاً حمض اليود، ولذا يعتبر مؤكسداً قوياً يتفاعل مع أكسيد الكربون وفق التفاعل التالي:



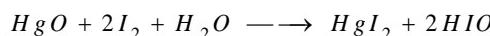
2.1.4 - أحماضه الأكسجينية وأملاحه

أ - حمض اليود ذو درجة أكسدة (1+)

لا يعرف هذا الحمض إلا في محاليله وهو حمض ضعيف ($K = 10^{-14}$)، إلا أن له خواص مؤكسدة قوية ويحضر بتفاعل اليود مع الماء.



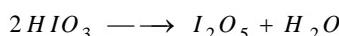
يمكن ترسيب الأيون I^- بترسيب أيون الزئبق وفق التفاعل التالي:



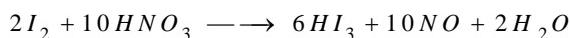
ب - حمض اليود ذو درجة أكسدة (5+)

هذا الحمض جسم صلب بلوري أبيض اللون وسهل الانحلال في الماء (30 غرام في 100 غرام من الماء بالدرجة 16°C)، يتحول حمض اليود إلى الأكسيد I_2O_5 بالدرجة 230°C وللهذا يعتبر هذا

الأكسيد بلا ماء الحمض HIO_3 وهو يتفكك بدرجة حرارة 275°C.



إن حمض اليود (5+) حمض قوي له خواص مؤكسدة، ويحضر بأكسدة اليود بحمض النتروجين (5+) المركز والساخن أو بعامل مؤكسد قوي آخر كالأوزون أو الماء الأكسجيني.



3.1.4 - مركبات أخرى

بنيته البلورية	اسم المركب
	هكسا كلوريد اليود $[ICl_3]_2$
	كلوريد اليود ICl
	خماسي فلوريد اليود IF_5

2.4 - تفاعله

1.2.4 - تفاعله مع الهواء

لا يتفاعل اليود لا مع الأكسجين ولا مع الأزوت ولكنه يتفاعل مع الأوزون لتشكيل مركب غير مستقر من I_4O_9 والذي يكون بالشكل $.I(O_3)_3$.

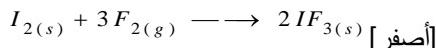
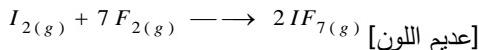
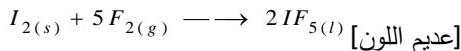
2.2.4 - تفاعله مع الماء

يتفاعل اليود مع الماء لتكوين محليل بها شوارد I^-O^- وفق التفاعل التالي:

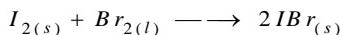


3.2.4 - تفاعله مع الالوجينات

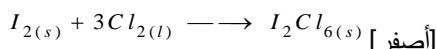
يتفاعل اليود مع الفلور $I_{2(s)} + 5 F_{2(g)} \longrightarrow 2 IF_{5(l)}$ في درجة حرارة الغرفة، لتشكل بنتافلوريد اليود، وفي درجة الحرارة 250°C يتفاعل معه هباتفلاوريدي اليود، وفي درجة حرارة -45°C يتفاعل معه كذلك لتكون ثلاثة فلوريد اليود، وفق التفاعلات التالية:



كما يمكن للليود أن يتفاعل مع البور لتكون مركب صلب غير مستقر (انتر هالوجين) وفق التفاعل التالي:

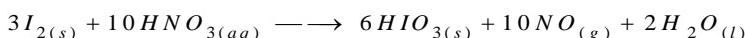


كما يتفاعل اليود مع الكلور في درجة الحرارة -80°C لتكون $I_2 Cl_6$ ، ويتفاعل معه أيضاً في وجود الماء لتكون حمض اليود، وفق التفاعلات التالية:



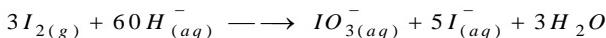
4.2.4 - تفاعله مع الأحماض

يتفاعل اليود مع الأحماض لتكون حمض اليود الذي يتبلور بالتبريد، وفق التفاعل التالي:



5.2.4 - تفاعله مع القواعد

يتتفاعل اليود مع القواعد الساخنة وفق التفاعل التالي:



6.2.4 - تفاعله مع الهيدروجين

يتحد اليود مباشرة مع الهيدروجين، وذلك بخلط أبخرته مع غاز الهيدروجين وتمرير الخليط في أنبوبة ساخنة، ولا يسري هذا التفاعل إلى نهايته، لكنه يصل إلى حالة اتزان تختلف باختلاف درجات الحرارة التي يجري عندها التفاعل.



كما يحضر يوديد الهيدروجين باختزال اليود بكبريتيد الهيدروجين.



أو باختزال اليود بواسطة الفوسفور الأحمر بوجود الماء مع التسخين.



إن يوديد الهيدروجين لا لون له، يتتحول إلى سائل كثيف تصل إلى 2، 2 غ/سم³، عند تبریده إلى -36°C يتتحول إلى مادة صلبة، يذوب في الماء مكونا حمض الهيدروكلوريك.

7.2.4 – تفاعله مع الفلزات

يتحد اليود مع الفلزات مباشرة ذكر منها الزئبق ليكون يود الزئبق Hg_2I_2 على هيئة قشور خضراء على سطح الزئبق وفق التفاعل التالي:



وفي وجود زيادة من اليود يتكون يود الزئبق ذو درجة أكسدة (+2) وهو أحمر اللون.

8.2.4 – تفاعله مع الالفلزات

يمكن للإليود أن يعطي مركبات أحادية التكافؤ باتحاده مباشرة مع كل من الكلور، البروم، الفلور والفوسفات.

5 – مجال استخدام اليود

أ. يلعب الإليود دورا أساسيا في جسم الإنسان فهو يسهم في آلية أكسدة الخلايا على مستوى الكبد في إنتاج الكريات الحمراء.

ب. ينظم عملية النمو ووظيفة الأعصاب والعضلات وعملية تحويل الطاقة وتسرير عملية الاستقلاب.

ت. يساعد على حرق الدهون الزائدة.

ث. الإليود عنصر بيولوجي فهو ضروري للغدة الدرقية التي يتعلّق بها نمو الإنسان.

ج. يعتبر الإليود مفعماً قوياً، وهذا ما يفسر استعماله طيباً بدرجة أساسية مثل صبغة الإليود المشهورة التي تعقم الجروح، وقد أشير قدّيماً إلى استخدام الإليود في مداواة السل، كما أن الإليود الرصاص مقاوم للأورام بالإضافة إلى هذا فقد أصبح للإليود تطبيقات جديدة فالسيارات تجهز بمصايد ذات بخار الإليود، والتي تعطي نوراً ساطعاً يمكن من تمييز الحاجز تمييزاً جيداً، ويستعمل يود الفضة منذ زمن طويل في التصوير.

6 - تأثير اليود على صحة الإنسان

أ. إن نقص اليود في جسم الإنسان يؤدي إلى:

- تضخم الغدة الدرقية ومن أعراضها: التعب، الإحباط، فقدان الذاكرة، الضعف، زيادة الوزن، الإمساك، العصبية، وسقوط الشعر وجفاف الجلد.

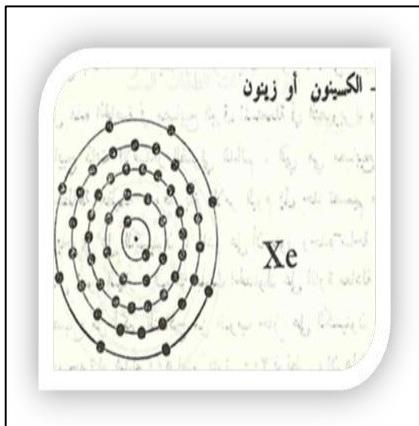
- التخلف العقلي نتيجة النمو العصبي غير الكاف (عند الأطفال)، موت الجنين أو تشوهات خلقية فيه عند الولادة، وهناك ارتباط وثيق بين نقص اليود وسرطان الثدي.

ب. إفراط في تناول اليود يؤدي إلى:

- إرهاق الغدة الدرقية، طفح جلدي، تقرحات بالفم، تورم الغدة اللعابية والإسهال والقيء.

$^{131}_{54} Xe$ 4 - عنصر الكزينون

التوزيع الإلكتروني



المظهر



خواص عامة لعنصر الكزينون

القيمة العددية	الخاصية
54	العدد الذري (Z)
131	العدد الكتلي (A)
131,3	الوزن الذري الغرامي (g)
-	نصف القطر الذري (A°)
3,06	الكتلة الحجمية (g/cm^3)
111,9	درجة الانصهار (C°)
108,0	درجة الغليان (C°)
1,17	طاقة التأين الأولى (e.v/mol)
-	طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)
0,79	الكهربوسلبية
-	النافلية الكهربائية ($\Omega^{-1} \mu$)

١ - ما هو الكزينون؟

الكزينون غاز من غازات الهواء النادرة جداً، ليس له نشاط كيميائي كبير.

٢ - اكتشافه ووجوده في الطبيعة

تم اكتشاف الكزينون في إنجلترا من قبل "ليام رامسي" و "موريس سترافس" في 12 جويلية 1839م في البقايا المتاخرة لعناصر سائل جوي.

اقترب رامسي اسم الكزينون من الكلمة اليونانية (**Xenes**) التي تعني غريباً، يوجد في الغلاف الجوي للأرض بكميات قليلة جداً بنسبة تقارب جزءاً واحداً بال مليون حجماً، كما يوجد في الجو المريخ بحدود 0,08 جزء بال مليون، وفي الغازات المنبعثة من بعض البنايع المعدنية.

٣ - طرق استحصلاله

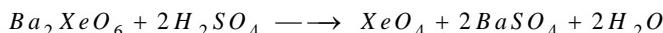
يحصل على الكزينون من تسبييل وتجزئة الهواء تحت ضغط عال، وهذا لا يجرى عادة في المختبرات، أما الكزينون التجاري المتوفر يجهز في أسطوانات ذات ضغط عال حيث يحصل عليه كناتج مذووج من تقسيم الهواء إلى أكسجين ونتروجين ويجرى ذلك بال نقطيرالجزئي، الأكسجين السائل المحصل عليه يحتوى على كميات قليلة من الكريبيتون والكزينون، بواسطة خطوات إضافية لل نقطيرالجزئي نحصل على مزيج نقى من الغازين يمكن عزلهما والحصول على الكزينون.

٤ - الخواص الكيميائية للكزينون

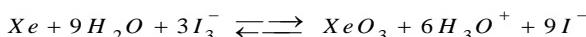
بيّنت الدراسات أن الكزينون قادر على تشكيل مركبات تتراوح درجة الأكسدة فيها بين (+2) و (+8).

٤.١ - أكسيداته

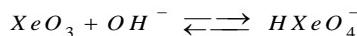
يعرف للكزينون أكسيدان XeO_3 ، XeO_4 ، XeO_6 ، ينتج الأول بفعل تأثير الماء في XeF_4 و XeF_6 ثم يفصل XeO_3 بتبخير محلول، أما الثاني من إضافة حمض الكبريت المركز إلى الملح Ba_2XeO_6 .



: جسم صلب أبيض لا يتذمر بسهولة، شديد الانفجار، ويمكن احتزاليه بالأيون I^- في وسط حمضي حسب المعادلة:



ينتقل XeO_3 مع القواعد مشكلاً الأيون $H XeO_4^-$ حسب المعادلة:



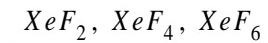
أما XeO_4 فهو جسم صلب أصفر اللون بدرجات الحرارة المنخفضة، وهو غاز منفجر في الشروط العادية.

ينتقل الكزينون مع ثنائي فلوريد الأكسجين $O F_2$ في درجة حرارة منخفضة مشكلاً XeF_2 ، كما

ينتج هذا المركب من تفاعل XeF_4 مع الماء بدرجة حرارة منخفضة.

2.4 - هالوجينات الكزينون

ينتقل الكزينون مباشرة مع الفلور مشكلاً حسب شروط التجربة المركيبات:



1.2.4 - ثنائي فلوريد الكزينون

ينتج من إمداد مزيج تكون النسبة ($Xe / F = 1 / 4$) في أنبوب من النikel بدرجة حرارة 400°C ،

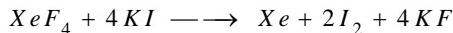
ويشكل $XeF_2 \cdot n SbF_5$ مركبات من نوع SbF_5 مع خماسي فلوريد الأنتيمون حيث n تساوي: 0,5, 1, 2, 3, 4, 5, 6.

2.2.4 - رباعي فلوريد الكزينون

يحضر هذا المركب بتسخين مزيج مكون من حجم واحد من الكزينون وخمسة أحجام من الفلور

($Xe / F = 1 / 5$) في أنبوب من النikel في الدرجة 400°C أيضاً ولكن تحت ضغط 13 جو.

إن رباعي فلوريد الكزينون مؤكسد قوي كما يتضح في التفاعلات التالية التي يتحرر منها الكزينون:

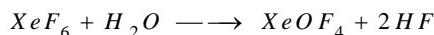


يشكل XeF_4 بانحلاله في خماسي فلوريد الأنتموان SbF_5 مركبات من نوع $XeF_4 \cdot nSbF_5$ و $XeOF_4 \cdot nSbF_5$.

3.2.4 - سداسي فلوريد الكزينون XeF_6

يُنتج من تفاعل الكزينون مع كمية زائدة من الفلور تحت ضغط 200 جو في درجة حرارة حوالي 400°C.

يتفاعل هذا المركب مع الماء مشكلاً أحد المركبين التاليين XeO_3 أو $XeOF_4$ حسب كمية الماء المتفاعلة:



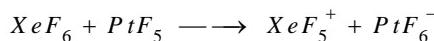
يتفاعل XeF_6 مع أملاح فلوريدات المعادن الأساسية عدا LiF وفق التفاعل التالي:



كما يتفاعل XeF_6 مع أوكسيد السيليكون حسب المعادلة التالية:



يلعب XeF_6 دور العامل المانح للقلوية في عدة تفاعلات مثل:



إن تفاعلات الفلور مع الكزينون في الحالات السابقة جميعها ناشرة للحرارة.

5 - مجال استعمال عناصر الكزينون

رغم أن الكزينون نادر وباهض الثمن لصعوبية استخلاصه من الغلاف الجوي للأرض فإنَ له عدة استخدامات منها:

أ. التصوير: إذ يمكن استخدام انبعاثات (غاما) من Xe^{133} لتصوير القلب الرئتين والدماغ،

ويستعمل النظير Xe^{129} لتصوير المساحات الفارغة مثل: صورة تجاويف في الحويصلات الهوائية في الرئتين.

ب. التخدير: استعمال الكزينون كمخدر عام على الرغم من أنه مكلف.

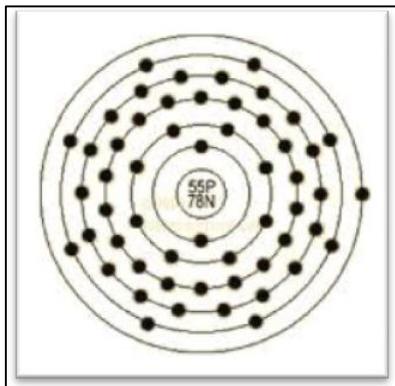
ت. صناعة المصايبخ: يستعمل الكزينون في ملء زجاجات المصايبخ الكهربائية ذات الاستخدام الخاص، حيث تعطي إضاءة قوية تقارب في سطوحها ضوء الشمس، يستعمل أيضاً في صناعة فلاش كباريات أجهزة التصوير المتطورة.

6 - تأثير الكزينون في جسم الإنسان

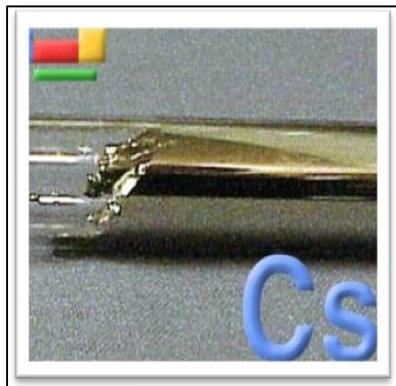
العديد من المركبات المحترية على الأكسجين والكزينون تعتبر سامة وذلك بسبب خصائص قوة أكسدتها ومتقدمة بسبب ميلها لكسر الروابط في الكزينون.

$^{133}_{55}Cs$ 5 – عنصر السيزيوم

التوزيع الإلكتروني



المظهر



خواص عامة لعنصر السيزيوم

القيمة العددية	الخاصية
55	العدد الذري (Z)
132	العدد الكتبي (A)
132,34	الوزن الذري الغرامي (g)
2,67	نصف القطر الذري (A°)
1,9	الكتلة الحجمية (g/cm^3)
113,7	درجة الانصهار (C°)
183	درجة الغليان (C°)
0,376	طاقة التأين الأولى ($e.v/mol$)
-	طاقة الألفة الإلكترونية ($e.v$)
0,79	الكهربائية
10^{-15}	الناقلية الكهربائية ($\mu \Omega^{-1}$)

١ - ما هو السبيزيوم؟

السببيزيوم فلز أبيض ناعم فضي اللون، لين كالشمع وخفيف كالмагنتزيوم، يتحول بسهولة إلى الحالة السائلة لأن درجة انصهاره صغيرة، وتتفق حرارة اليد أن تتباهي ونرجم من القارئ ألا يحاول التأكيد من ذلك، لأن السبيزيوم ذو طبع شرس وقد يسبب عواقب وخيمة، ونظرًا لطبيعته المميزة فهو يحفظ بخلطه مع فلزات أخرى فخلطاته ليست مشاغبة مثله، ويمكن حفظها بسلام لفترة طويلة ويتم فصله منها بال نقطير تحت الفراغ.

السببيزيوم النقي فلز نشيط جداً فهو يتذهب فوراً في الهواء وإذا اجتمع مع الكبريت أو الفوسفور فإنه يتمرد ويثير بالغاً حد الانفجار، كما أن معاشرة السبيزيوم للماء لا تخلو من الخلافات الحادة والعنيفة التي تؤدي إلى انفجارات وحرائق.

٢ - اكتشافه وجوده في الطبيعة

اكتشف السبيزيوم من قبل العالم "روبرت بنزن" عام 1860م، اشتقت اسمه من الكلمة اللاتينية (Caesium) بمعنى الأزرق الرمادي.

يتم الحصول على الجزء الأكبر منه من كلوريد السبيزيوم بعملية كيميائية، يتكون السبيزيوم عندما يسخن أو يعرض للضوء، تتوزع أملام السبيزيوم المذابة مثل كربونات السبيزيوم وكلوريد السبيزيوم على نطاق واسع وبتركيز منخفض في المحاليل والمياه المعدنية ويوجد أيضًا في الشمندر السكري وحبوب القهوة وأوراق الشاي.

٣ - طرق استخلاصه

يحضر من التفكك الحراري لـ CsN_3 في 500°C، أو التفكك الحراري لـ CsH في 300°C.

٤ - الخواص الكيميائية للسببيزيوم

٤.١ - مركباته

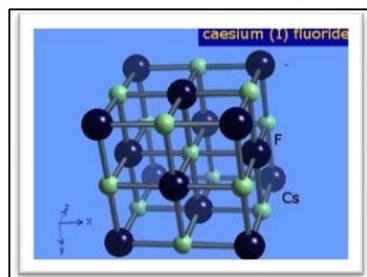
٤.١.٤ - هيدروكسيداته

للسببيزيوم هيدروكسيد صيغته $CsOH$ يكون على شكل بلورات بيضاء تميل إلى الصفراء، ينحل بشكل جيد في الماء كما ينحل في الإيثانول، تمتاز محليله بصفة أساسية قوية، وهو مركب شره جداً للاستقطاب بحيث يوجد غالباً في المختبرات الكيميائية على شكل أحادي هيدرات.

2.1.4 - هاليداته

أ - فلوريد السيلزيوم

هو مركب كيميائي صيغته CsF يكون على شكل بلورات بيضاء اللون. وهو مركب سام، لذا يجب التعامل معه بحيطة وحذر، ونظراً لوجود فرق كبير في الكهروسليبية بين الفلور والسيлизيوم فإن مركب فلوريد السيلزيوم يعد من أكثر المركبات الكيميائية التي تتميز الصفة الأيونية فيها، وكما في الفلوريدات الأخرى فهو يتميز بصفة أساسية ضعيفة وذلك لضعف HF .



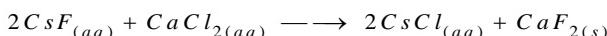
الشكل (1.5) بنية CsF

أ. 1 - تحضيره

يحضر من أثر حمض الهيدروفلوريك على هيدروكسيد أو كربونات السيلزيوم، تتبعها عملية تجفيف للتخلص من الماء.

أ. 2 - تفاعلاته

ينمي فلوريد السيلزيوم بتفاعلاته التي تمنح الفلوريد بشكل سهل، مثلاً: تفاعله مع كلوريد الكالسيوم وفق التفاعل التالي:

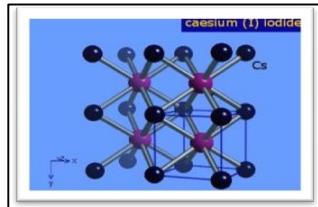


أ. 3 - استخداماته

يستخدم فلوريد السيلزيوم في إزالة السيليسيوم من المركبات العضوية، وذلك نظراً لقوّة الرابطة ($F-S$)، فيستعمل مع رباعي هيدرو فوران THF وثنائي ميثيل فورماميد DMF ليهاجم مركبات السيليسيوم العضوية.

ب - يوديد السيلزيوم

مركب كيميائي صيغته CsI ، يكون على شكل بلورات عديمة اللون، تتسيل عند تماسها مع الهواء، له انحلالية جيدة في الماء (حوالى 40 غ لكل 100 مل من الماء) وينحل في الإيثانول.



شكل (2.5) بنية CsI

يحضر يوديد السبيزيوم من تفاعل يوديد الهيدروجين مع هيدروكسيد السبيزيوم وفق التفاعل التالي:



3.1.4 - كربونات السبيزيوم Cs_2CO_3

مركب كيميائي صيغته Cs_2CO_3 ، يكون على شكل بلورات بيضاء اللون، ينحل بشكل كبير جيد في الماء، كما أن بلوراته تسهل عند تماسها مع الهواء الرطب، تكون للمحاليل المائية مع كربونات السبيزيوم صفة أساسية وذلك بشكل مشابه لكربونات الفلزات الأساسية، تتحل كربونات السبيزيوم في محلات العضوية مثل:ثنائي إيثيل الإيثر والإيثانول.

يحضر من مزيج معدني، بولوسايت (Pollocite) وسبودومين (Spodomene) اللذان يسخنان بوجود هيدروكسيد الكالسيوم إلى درجة حرارة 220°C ، ثم بإجراء عملية ترشيح من سيليكات الكالسيوم غير المنحلة، ثم يجرى ترسيب للأملاح الأخرى الموجودة على شكل محلول أساسى.

تجري عملية تعديل للمحلول باستخدام حمض الكبريتيك، فتحصل على شب الأمونيوم والسببيزيوم، وبإجراء عملية إعادة بلورة نحصل على شكل أنقى من الشب بعد ذلك نحصل على كربونات السبيزيوم بشكل نقى بتمرير غاز ثانى أكسيد الكربون على محلول الشب النقى.

4.1.4 - مركبات أخرى

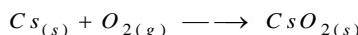
بنية البلورية	اسم المركب
	كلوريد السبيزيوم $CsCl$
	هيدريد السبيزيوم CsH
	ثنائي أكسيد السبيزيوم CsO_2

بنيته البلورية	اسم المركب
	أحادي أكسيد ثانوي السيلزيوم Cs_2O
	فوق أكسيد ثانوي السيلزيوم Cs_2O_2

2.4 - تفاعله مع الهواء

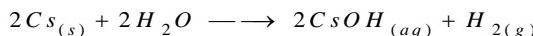
1.2.4 - تفاعله مع الهواء

السيلزيوم لين جداً وينكسر بسهولة، يتميز بسطح لامع وبراق إلا أنه يتشهو بسهولة بسبب الرطوبة وأكسجين الهواء فيتشكل ثاني أكسيد السيلزيوم وفق التفاعل التالي:



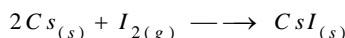
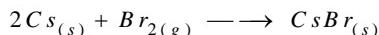
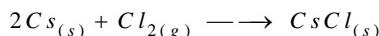
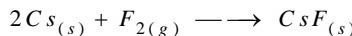
2.2.4 - تفاعله مع الماء

السيلزيوم يتفاعل مع الماء بشكل عنيف وسرع ب بحيث إذا تم التفاعل في وعاء زجاجي فإن هذا الوعاء سيتحطم، ويرافقه تحرير غاز الهيدروجين وفق التفاعل التالي:



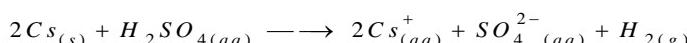
3.2.4 - تفاعله مع الالوجينات

السيلزيوم معدن يتفاعل بقوة مع الالوجينات لتشكيل هاليدات السيلزيوم فهو يتفاعل مع الفلور، الكلور، البروم واليود ليشكل على التوالي فلوريد السيلزيوم، كلوريد السيلزيوم، بروميد السيلزيوم وبيوديد السيلزيوم وفق التفاعلات التالية:



4.2.4 - تفاعله مع الأحماض

يدوب معدن السيلزيوم بسهولة في حمض الكبريتيك المخفف وفق التفاعل التالي:

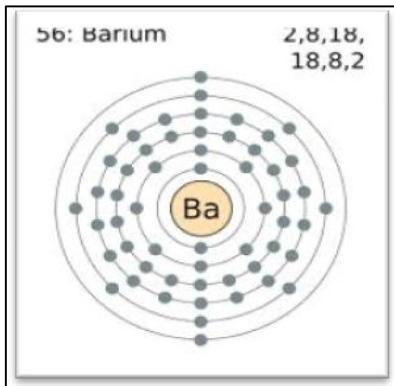


5 - مجال استخدام السيزيوم

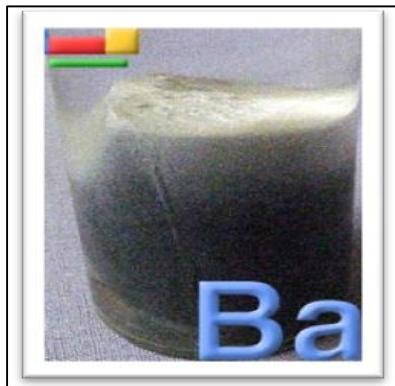
- أ. تعد مركبات السيزيوم من أهم المركبات في مجال الكيمياء العضوية، فمثلاً تستخدم كربونات السيزيوم في الكيمياء العضوية من أجل توفير وسط أساسي لتفاعلات العضوية نتيجة انحلاله الجيد بال محلات العضوية إذ يستخدم في تفاعلات الأسترة، وفي تشكيل الحلقات الضخمة.
- ب. يستخدم يوديد السيزيوم في تصنيع مواسير مطيافية الأشعة تحت الحمراء، ويستخدم هيدروكسيد السيزيوم في المختبرات الكيميائية أحياناً كأساس لتفاعلات معينة مثل: التفاعل الحفري لتشكيل مشتقات الكانية من الألدهيدات والكيتونات.

$^{137}_{56} Ba$ 6 - عنصر الباريوم

التوزيع الإلكتروني



المظهر



خواص عامة لعنصر الباريوم

القيمة العددية	الخاصية
56	العدد الذري (Z)
137	العدد الكتلي (A)
137,34	الوزن الذري الغرامي (g)
2,22	نصف القطر الذري (A°)
3,5	الكتلة الحجمية (g/cm^3)
714	درجة الانصهار (C°)
1640	درجة الغليان (C°)
0,503	طاقة التأين الأولى ($e.v/mol$)
-	طاقة الألفة الإلكترونية ($e.v$)
0,89	الكهربوسلبية
0,016	النافلية الكهربائية $(\mu \Omega^{-1})$

1 - ما هو الباريوم؟

الباريوم فلز أبيض اللون، نشط جداً من الناحية الكيميائية، يشتعل بمجرد تسخينه تسخيناً حفيفاً أو تعرسه لصمة بسيطة من الأكسجين، فالسطح اللامع للباريوم المحضر لته ينبعى بسرعة بطبقة من أكسيد له لدى تعرسه للهواء والماء لهذا يحفظ كغيره من الفلزات ذات الطبع الحاد، تحت طبقة الكبروزين.

2 - اكتشافه وجوده في الطبيعة

اكتشف من قبل "دافي" في بريطانيا سنة 1808م، من اليونانية (*BaRus*) بمعنى ثقيل وهذا راجع لكتافته العالية مقارنة بعناصر مجموعة.

يدخل في تركيب القشرة الأرضية بنسبة 0,04% ويعثر عليه في الغالب بحالة كبريتات تسمى أحياناً الاسبات النقي، وهو من حيث الوفرة في الطبيعة العنصر السابع عشر.

3 - طرق استحصلاله

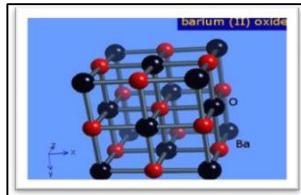
يحضر الباريوم من اختزال أكسيده بواسطة الألمنيوم.

4 - الخواص الكيميائية للباريوم

1.4 - مركباته

1.1.4 - أكسيد الباريوم BaO

مركب كيميائي يكون على شكل بلورات بيضاء اللون مسامية لكنها كثيفة.
يحضر أكسيد الباريوم بالتفكك الحراري لكريونات الباريوم، تجرى عملية التحضير صناعياً وفي درجات حرارة عالية 1450°C، ولتخفيض درجة الحرارة اللازمة للتفكك تتم إضافة مسحوق هباب الفحم إلى جملة التفاعل، مما يساعد في عملية تفكك الكريونات وذلك بسبب سحب الغاز الناتج من التفاعل وهو غاز ثانوي أكسيد الكربون، فينراوح ثابت توازن التفاعل نحو الاتجاه المباشر، بإضافة الكربون يتفاعل غاز ثانوي أكسيد الكربون معه مشكلاً غاز أول أكسيد الكربون، وبالتالي يكفي الوصول إلى 1100°C لحدوث التفكك والحصول على الناتج.



شكل (1.6) بنية BaO



من خواص أكسيد الباريوم أنه يتفاعل مع الماء بشكل عنيف مشكلاً هيدروكسيد الباريوم ينحل في كل من الميثانول والإيثانول بشكل جيد.

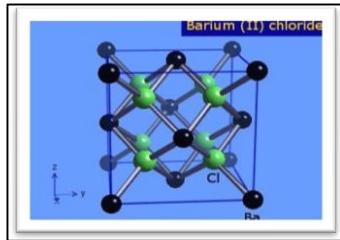
الجدول التالي يبين الخواص الفيزيائية لأكسيد الباريوم في الشروط النظامية:

BaO	الصيغة الكيميائية
153,33	الكتلة المولية (g/mol)
5,89	الكتلة الحجمية (g/cm ³)
1923	درجة الانصهار (°C)
~ 2000	درجة الغليان (°C)

2.1.4 - كلوريد الباريوم

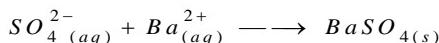
يعد كلوريد الباريوم من أكثر الأملاح أهمية، وهو سامٌ، يحضر من تأثير حمض كلور الماء على محلول من مركب كبريتيد الباريوم، وذلك حسب القاعدة الكيميائية المعروفة أن الحمض القوي يطرد

الحمض الضعيف من أملاحه وفق التفاعل التالي:



شكل (2.6) بنية $BaCl_2$

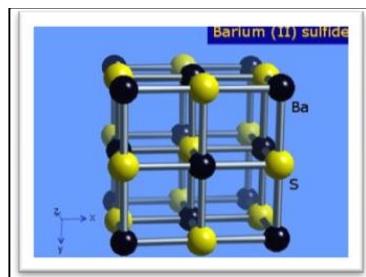
وفي حالة وجود شاردة الكبريتات في المحلول يتشكل راسب أبيض من كبريتات الباريوم صعب الانحلال.



ينحل مركب كلوريد الباريوم بشكل جيد في الماء، وبالتسخين فوق 25°C يستغني عن جزيئه واحدة من الماء ليصبح أحادي هيدرات، وبمتابعة التسخين إلى فوق 100°C نحصل على الشكل اللامائي لمركب كلوريد الباريوم.

3.1.4 - كبريتات الباريوم

مركب كيميائي على شكل مسحوق بلوري أبيض يوجد بشكل واسع في الطبيعة على شكل فلز الباريت، الذي يمثل المصدر الرئيسي للباريوم ومركيباته.



شكل (3.6) بنية BaS

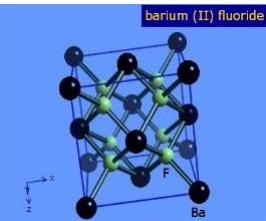
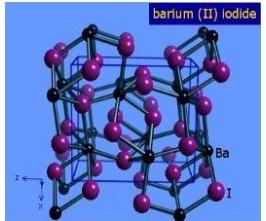
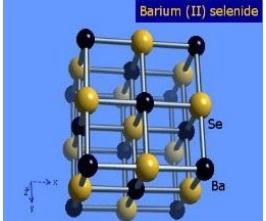
يحضر من تفاعل كلوريد الباريوم مع كبريتات الصوديوم، حيث يتربس مركب كبريتات الباريوم في المحلول على شكل راسب أبيض ناعم.



تتميز كبريتات الباريوم بصلوعية الانحلال في الماء بشكل كبير وثباته الكيميائي، ونظراً لميزته يستخدم كخضاب أحياناً مع مركب كبريتيد الزنك، حيث يطلق على اسم مزيجها اسم (ليتوبيون) الذي يحصل عليه من مزج محليل من كبريتات الباريوم مع كبريتات الزنك وفق التفاعل التالي:



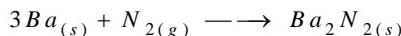
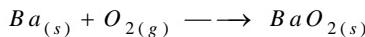
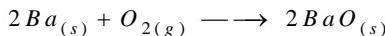
4.1.4 - مرکبات أخرى

بنية البلورية	اسم المركب
	ثنائي فلوريد الباريوم BaF_2
	ثنائي إيوديد الباريوم BaI_2
	سلينيد الباريوم $BaSe$
	ديهيدريد الباريوم BaH_2

2.4 - تفاعله

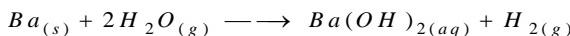
1.2.4 - تفاعله مع الهواء

يتفاعل معدن الباريوم مع الأكسجين والآزوت الموجودان في الهواء، وفق التفاعلات التالية:



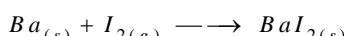
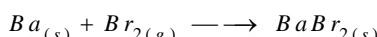
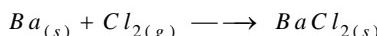
2.2.4 - تفاعله مع الماء

يتتفاعل الباريوم بسهولة مع الماء ليعطي هيدروكسيده وفق التفاعل التالي:



3.2.4 - تفاعله مع الالوجينات

يتتفاعل الباريوم مع الالوجينات لتشكيل هيدرياته وفق التفاعلات التالية:



5 - مجال استخدام الباريوم

أ. يستخدم الباريوم بكميات قليلة في تعدين الرصاص والنحاس بغية تنقيتها من الكبريت والغازات.

ب. تستخدم سباائك الباريوم مع النikel في صنع الكترونات شمع الاشتعال في المحركات وبعض القطع في مصابيح الأجهزة الالكترونية.

ت. تكمن فائدة الباريوم في عدم انحلال أملاحه التي تستعمل في المجال الطبي، إذ أنه إذا أراد أحد الأطباء الحصول على صورة إشعاعية لأحد أعضاء الجسم مثلاً: المعدة يعطي للمريض كمية من كبريتات الباريوم فيظهر جهاز الهضم في الصورة بلون قاتم مع جميع نفاصيله فوق خافية مضيئة.

ث. يستعمل الباريوم كذلك في صناعة الأصبغة والأصناف الغالية من الورق، خاصة الأوراق النقية وأوراق الأسهم والسنادات، حيث تلعب كبريتات الباريوم دور مادة حشو وتثقيل تجعل الورق أكثر تراصداً وبياناً.

ج. يستخدم كلوريد الباريوم لتحضير مركب كبريتات الباريوم، أما في الكيمياء التحليلية فيستخدم للكشف عن شاردة الكبريت، حيث يحضر محلول 0,5 مول منه (12,2 غ من كلوريد الباريوم في 100 مل من الماء) وتضاف قطرات قليلة منه إلى محلول المراد الكشف عن الكبريتات فيه والذي يكون محمضا.

$^{139}_{57} La$ 7 – عنصر اللانثانيوم

التوزيع الإلكتروني



المظهر



خواص عامة لعنصر اللانثانيوم

القيمة العددية	الخاصية
57	العدد الذري (Z)
139	العدد الكتلي (A)
138,91	الوزن الذري الغرامي (g)
1,87	نصف قطر الذري (A°)
6,17	الكتلة الحجمية (g/cm^3)
-	درجة الانصهار (C°)
-	درجة الغليان (C°)
-	طاقة التأين الأولى ($e.v/mol$)
-	طاقة الألفة الإلكترونية ($e.v$)
1,1	الكهروسلبية
10^{-6}	الناقلية الكهربائية ($\mu \Omega^{-1}$)

1 - ما هو الlanthanum؟

بعد lanthanum من الفلزات النادرة، ذو لون أبيض فضي لين، ويوجد lanthanum في الطبيعة على شكل نظيرين مستقرين ويمثل lanthanum (139) نسبة 99,91% في الطبيعة، أما lanthanum (138) يمثل النسبة المتبقية أي ما يقارب 0,089%.

2 - اكتشافه وجوده في الطبيعة

اكتشف سنة 1839م من قبل "موساندر" في السويد، واشتق اسمه من الكلمة يونانية (Lanthanao) بمعنى مخباً، ويوجد مبعثراً في الطبيعة خاصة على شكل أكسيد ومتافق مع عناصر أخرى من مجموعته، وبعد المونازيت والستايزيت أهم خامات lanthanum، وتبلغ وفرته في القشرة الأرضية 35 جزءاً من المليون.

3 - طرق استحصلاله

بالرغم من ارتفاع نسبة وفرة lanthanum مقارنة بالعناصر الأخرى كالليود والزرنيخ، الأنثموان والكاديوم لم يتلقَ lanthanum تطبيقات علمية واسعة، ويرجع ذلك خاصة إلى صعوبة فصله عن مجموعة lanthanides والحصول عليه نقياً، وإلى تعقيد الطرق المتبعه لاستحصلاله، ويتم الحصول عليه كيميائياً من الهايليدات باختزال ثلاثي الفلوريد (LaF_3) بواسطة معدن الكالسيوم. ويمكن إنتاجه أيضاً في المفاعلات النووية بواسطة انشطار اليورانيوم أو الثوريوم أو البلوتونيوم.

4 - الخواص الكيميائية لlanthanum

1.4 - أوكسيد lanthanum الثلاثي (La_2O_3)



La_2O_3 : يكون على شكل مسحوق مقاوم للحرارة وعديم الذوبان في الماء لكنه ينحل في الأحماض

مشكلاً الكاتيون La^{3+} .

2.4 - هايليدات lanthanum

1.2.4 - ثلاثي كلوريد lanthanum

مركب بلوري أبيض ينتج من تفاعل lanthanum مع الكلور وفق التفاعل التالي:



4 - فلوريد الlanthanium

يعتبر LaF أهم مركب هالوجيني، ويحضر على شكل راسب بإضافة HF أو $-F$ إلى محليل La^{3+} ويستخدم عملياً هذا التفاعل كطريقة للكشف عن شوارد lanthanium.

3.4 - هيدروكسيد الlanthanium

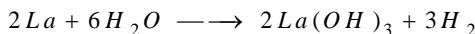
يتفاعل La_2O_3 مع الماء مع انتشار كمية من الحرارة وفق التفاعل التالي:



عند إضافة (OH^-) إلى محليل La^{3+} ، تترسب الهيدروكسيد $La(OH)_3$ ، ويتصف الأكسيد وهيدروكسيد lanthanum بخواص أساسية.

4.4 - تفاعله مع الماء

الlanthanium يتفكك مع الماء ببطء في الشروط الطبيعية محرراً الهيدروجين وفق التفاعل التالي:



5.4 - هيدريات lanthanum

تفاعل معدن lanthanum مع الهيدروجين حيث نحصل على الهيدريد LaH_3 وفق آلية التفاعل التالي:



6.4 - تفاعل lanthanum مع النتروجين



7.4 - تفاعل lanthanum مع الكبريت



8.4 - تفاعله مع اللافزات

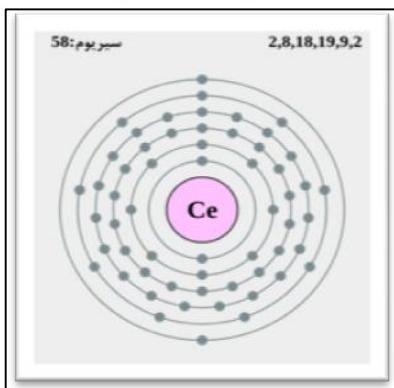
يتفاعل lanthanum مع اللافزات قليلة الفعالية مشكلاً مركبات صعبة الإنصهار في درجة مرتفعة من الحرارة:



$^{140}_{58}Ce$ - عنصر السيريوم 8

التوزيع الإلكتروني

المظهر



خواص عامة لعنصر السيريوم

القيمة العددية	الخاصية
58	العدد الذري (Z)
140	العدد الكتّاني (A)
140,12	الوزن الذري الغرامي (g)
1,81	نصف القطر الذري (A°)
6,67	الكتلة الحجمية (g/cm^3)
795	درجة الانصهار (C°)
3468	درجة الغليان (C°)
0,528	طاقة التأين الأولى ($e.v/mol$)
-	طاقة الألفة الإلكترونية ($e.v$)
1,12	الكهروسلبية
0,13	الناقلية الكهربائية ($\mu \Omega^{-1}$)

1 - ما هو السيريوم؟

بعد السيريوم من العناصر النادرة وهو فاز ذو لون أبيض فضي، ينتمي إلى فصيلة الlanthanides.

2 - اكتشافه ووجوده في الطبيعة

اكتشف من قبل "كلابيروث"، "برزيلوس" و "هاينزيرغ" في السويد سنة 1804م، اشتقت اسمه من الكلمة اللاتينية (سيريس Ceres) وهو اسم نيزك اكتشف عام 1801م وذلك للتقارب في سنوات الاكتشاف، يوجد مبعثراً في الطبيعة خاصة على شكل أكسايد ومترافقاً مع عناصر أخرى من مجموعته، وبعد المونازيت والبستتايزيت أهم خامات lanthanum، وتبلغ وفرته في القشرة الأرضية ما يقارب $4 \cdot 10^{-3}$ وزنا.

3 - طرق استحصلاله

تلخص طريقة تحضير السيريوم في خطوات ثلاثة:

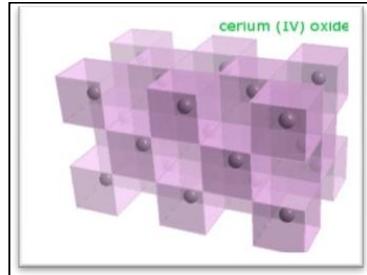
- يسخن السيريوم الخام بحمض الكبريتيك المركز.
- يضاف إليه الماء لجعل تركيز الحمض 50%.
- يجمع السيريوم المترسب ويرد بالماء.

4 - الخواص الكيميائية للسيريوم

1.4 - مركياته

1.1.4 - ثنائي أكسيد السيريوم CeO_2

يحضر أكسيد السيريوم عديم اللون في حالته النقيّة بتسخين السيريوم أو هيدروكسيده أو أحد أملاحها (مثل التنرات أو الكربونات) في الهواء، يتميز بخمول كيميائي فهو لا ينحل في الأحماض أو الأسس القوية، لكنه يذوب في الأحماض بوجود عامل اختزال (مثل Sn^{2+} مشكلاً Ce^{3+} الذي يتحول بفعل عامل مؤكسد قوي إلى الأيون Ce^{4+} الذي يستعمل في الكيماء التحليلية كمؤكسد قوي في وسط حمضي).



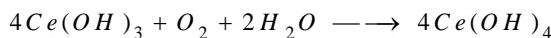
الشكل (1.8) بنية CeO_2

2.1.4 - هيدروكسيد السيريوم

يمكن لبعض عناصر اللانثانيات أن تأخذ بالإضافة إلى درجة أكسدة (3+)، درجة أكسدة (4+) و (2+)، والسيريوم هو العنصر الوحيد في فصيلة الlanthaniates الذي يوجد في المحاليل المائية أو المركبات الصلبة بدرجة أكسدة (4+).

يتكون الهيدروكسيد $Ce(OH)_4$ على شكل راسب غروي أصفر بالإضافة أيونات OH^- إلى محليل Ce^{4+} .

يشكل $Ce(OH)_4$ بسهولة بأكسدة $Ce(OH)_3$ بأكسجين الهواء وفق التفاعل التالي:

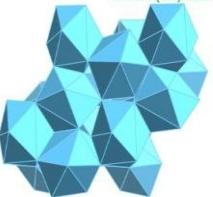
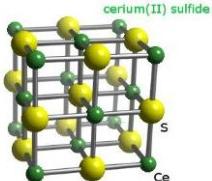
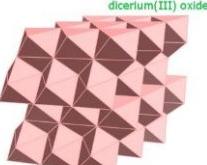
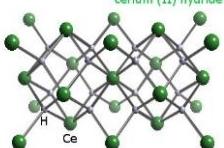


المركب $Ce(OH)_4$ ينحل في الأحماض مشكلاً محليل برتقالي اللون، تنتج من تشكيل بلورات هيدراتية (بلورات مميّة) مثل: $Ce(SO_4)_2 \cdot 4H_2O$.

3.1.4 - أملاح السيريوم

تتحلّم أملاح السيريوم في الماء بشدة ويتميز بعضها بعدم الثبات، ولكن النواتج الثابتة لحد ما هي الأملاح المضاعفة $Na_2[Ce(NO_3)_6] \cdot [Ce(SO_4)] \cdot 2H_2O$. أحمر برتقالي، $(NH_4)_6[NH_4 \cdot [Ce(NO_3)_6]]$ أحمر، $K_2[Ce(NO_3)_6] \cdot 8H_2O$ أصفر.

4.1.4 – مركبات أخرى

اسم المركب	بنية البلورية
ثلاثي فلوريد السيريوم CeF_3	 cerium(III) fluoride
كبريتيد السيريوم CeS	 cerium(II) sulfide Ce S
ثلاثي أكسيد السيريوم Ce_2O_3	 dicerium(III) oxide
ثنائي هيدريد السيريوم CeH_2	 cerium (II) hydride Ce H
ثنائي فلوريد السيريوم CeF_2	 cerium (II) fluoride

2.4 - تفاعله

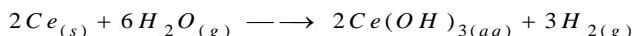
1.2.4 - تفاعله مع الهواء

السيريوم المعدني يتشوه ببطء في الهواء ويحرق بسهولة لتشكيل ثانوي أكسيد السيриوم ذو الصيغة CeO_2 وفق التفاعل التالي:



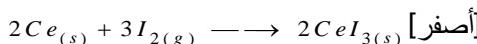
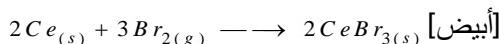
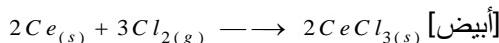
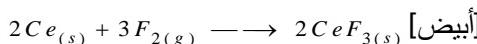
2.2.4 - تفاعله مع الماء

معدن السيريوم يتميز بكهروإيجابية عالية فيتفاعل ببطء مع الماء البارد ويسرعاً مع الماء الساخن لتشكيل هيدروكسيد السيريوم وانطلاق غاز الهيدروجين وفق التفاعل التالي:



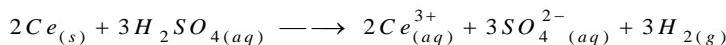
3.2.4 - تفاعله مع الهالوجينات

السيريوم يتفاعل مع كل الهالوجينات لتشكيل هاليدات السيريوم الثلاثية ومنه يتفاعل مع الفلور والكلور والبروم واليود ليشكل على التوالي: ثلاثي فلوريد السيريوم، ثلاثي كلوريد السيريوم، ثلاثي بروميد السيريوم، ثلاثي يوديد السيريوم، وفق التفاعلات التالية:



4.2.4 - تفاعله مع الأحماض

معدن السيريوم يذوب بسهولة في حمض الكبريتيك المخفف لتشكيل محلول عديم اللون يحتوي على أيون السيريوم الثلاثي وفق التفاعل التالي:

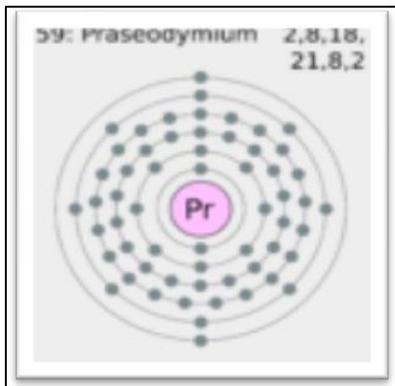


5 - مجال استخدام السيريوم

- أ. يستعمل السيريوم في مصايد الغاز ويستخدم في الصناعة بكثرة، ويعطي مع الألمنيوم، النغزريوم والنحيل خلائق مقاومة للحرارة مفيدة جداً لصناعة الطائرات والصواريخ.
 - ب. مزيل مثالي للغاز، ويحسن الفولاذ، لأنه يزيل جيوب الغاز التي تتآلف داخله، وتكون كالشعر والشقوق داخل المعدن، ويستثمر العلماء خواص المعدن هذه بجعله يمتص الجزيئات القليلة التي تبقى داخل جوف يراد أن يحدث فيه أحسن خلاء ممكن.
 - ت. يستعمل في المعالجة الطبية بشكل مركب عضوي، فأحماض السيريوم هي معقمة.
 - ث. يستعمل في الصناعة الذرية.
- ج. يستعمل في بصريات الوقاية، فالزجاج الحاوي عليه يمتص الإشعاع فوق البنفسجي، لأن العينات الحاوية على السيريوم توفر للعين وقاية ناجحة تماماً.
- إن جميع هذه التطبيقات تؤدي إلى استهلاك محسوس للسيريوم.

٩ – عنصر البراسيوديميوم $^{140}_{59} Pr$

التوزيع الإلكتروني



المظهر



خواص عامة لعنصر البراسيوديميوم

القيمة العددية	الخاصية
59	العدد الذري (Z)
140	العدد الكتلي (A)
140,907	الوزن الذري الغرامي (g)
1,82	نصف القطر الذري (A°)
6,77	الكتلة الحجمية (g/cm^3)
28,7	درجة الانصهار (C°)
690	درجة الغليان (C°)
0,523	طاقة التأين الأولى ($e.v/mol$)
-	طاقة الألفة الإلكترونية ($e.v$)
1,13	الكهربوسلبية
0,053	النافلية الكهربائية ($\mu \Omega^{-1}$)

1 - ما هو البراسيوديميوم؟

البراسيوديميوم معدن ناعم فضي اللون ينتمي لمجموعة الانتنيات، يتميز بمقاومته للتأكل في الهواء.

2 - اكتشافه وجوده في الطبيعة

يأتي اسم البراسيوديميوم من الكلمة اليونانية *prasios*، والتي تعني أخضر، في عام 1841م استخلص كارل جوستاف موساندر أحد الأئرية النادرة ويسمي ديديميوم من مادة الانتنيوم. وفي عام 1874م تمكن بيير تيودور كليف من استنتاج أن الديديميوم يتكون حقيقة من عنصرين، وفي عام 1879م عزل العالم ليكوك دي بواسبادران عنصر جديد من عناصر الأئرية النادرة، وهو الساماريوم وذلك من مادة الديديميوم السابق ذكرها. وفي عام 1885م تمكن الكيميائي الأسترالي البارون كارل ويلسياخ من فصل مادة الديديميوم إلى عنصرين هما براسيوديميوم ونيومديميوم.

يتواجد البراسيوديميوم بكميات صغيرة في القشرة الأرضية وتبلغ حالياً 9,5 أجزاء من المليون. ويوجد في معادن التربة النادرة مثل مونازيت وباسانتاسيت، وعادة ما يكون نسبة 5% من الانتنيات الموجودة فيها.

3 - طرق استحصلاله

معدن البراسيوديميوم متوفّر تجاريًا حتى أنه ليس من الضروري توفيره في المختبر، إلا أن عملية فصله كمعدن نقى صعبة جداً، فهي تعتمد أساساً على استخلاص أملاح المعدن من مصدره الطبيعي، وعملية الاستخلاص تتم بحامض الكبريتิก (H_2SO_4)، حمض الهيدروكلوريك (HCl)، وهيدروكسيد الصوديوم ($NaOH$) وهي طريقة جديدة مطورة تعتمد على تقنية التبادل الأيوني كروماتغرافية.

كما يمكن توفير البراسيوديميوم النقى بإرجاع PrF_3 بمعدن الكالسيوم تحت درجة حرارة 50 درجة مئوية، ثم يتم إزالة الكالسيوم الزائد من خليط التفاعل تحت الفراغ وفق التفاعل التالي:



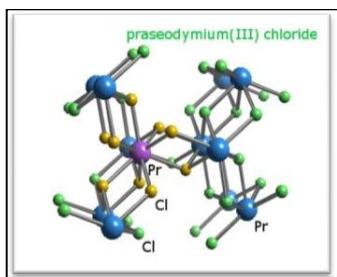
4 - الخواص الكيميائية للبراسيوديميوم

البراسيوديميوم أكثر مقاومة للتأكل في الهواء من الانتنيوم، والأربيوم والسيريوم، لكنه ينتج أكسيد أخضر اللون يغطي الجزء المعرض من المعدن للهواء. ما يؤدي بالأجزاء الداخلية للتأكسد، ولهذا السبب يجب حفظ البراسيوديميوم مغطى بطبقة عازلة من الزيت المعدني الخفيف مغلف بالزجاج.

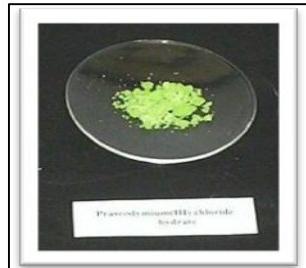
١.٤ - مركباته

١.١.٤ - ثلاثي كلوريد البراسيوديميوم $PrCl_3$

هو مركب كيميائي غير عضوي صلب لونه أخضر يمتص الماء بسهولة عند تعرضه للرطوبة.



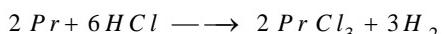
الشكل (2.9) مظهر $PrCl_3$



الشكل (1.9) مظهر $PrCl_3$

أ - تحضيره

يتم تحضيره عن طريق تفاعل كلور الهيدروجين مع البراسيوديميوم وفق التفاعل التالي:



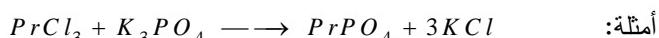
ويمكن تحضير الأملاح المائية لثلاثي كلوريد البراسيوديميوم عن طريق مزج معدن البراسيوديميوم أو كربونات البراسيوديميوم مع حمض الهيدروكلوريك وفق التفاعل التالي:



كما يمكن تحضيره عن طريق إزالة الماء ترموديناميكيا تحت درجة حرارة 400°C في وجود كلوريد الأمونيوم أو كلوريد الثيونيل.

ب - تفاعله

ثلاثي كلوريد البراسيوديميوم هو حمض لويس، محاليله المائية يمكن أن تحضر مركبات البراسيوديميوم المنحلة في الماء.



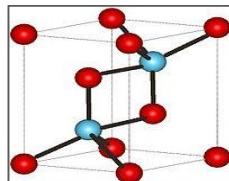
وعند تخزينها مع الفلزات القلوية، فإنها تشكل سلسلة ثلاثة (مركبات تحتوي على ثلاثة عناصر مختلفة) بصيغ $M_3Pr_2Cl_7$, MPr_2Cl_6 , M_2PrCl_5 . حيث أن:

$$\cdot M = K, Rb, Cs$$

2.1.4 - أكسيدات

أ - ثلاثي أكسيد ثانوي البراسيوديميوم Pr_2O_3

هو مركب كيميائي ذو بلورات بيضاء تشكل بنية سداسية، يمكن استخدامه في لحام النظارات الواقية لأنّه يقي من الأشعة تحت الحمراء.



الشكل (3.9) بنية Pr_2O_3

ب - أندى أكسيد هكسا البراسيوديميوم Pr_6O_{11}

يتم تحضيره بتسخين ثانوي أكسيد البراسيوديميوم PrO_2 عند درجة الحرارة $305^{\circ}C$ ، وهو عبارة عن مسحوق أسود يذوب في الحمض ليشكّل محليل خضراء أو أملّاح خضراء تستخدم في صناعة الخزف، الطلاء وتلوين الزجاج.



الشكل (4.9) مظهر Pr_6O_{11}

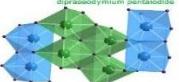
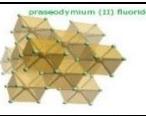
3.1.4 - ثلاثي سيلفات البراسيوديميوم $Pr_2(SO_4)_3$

هو مركب كيميائي عديم الرائحة لونه أخضر، له بنية بلورية، يكون مستقر تحت الظروف القياسية وفي درجة الحرارة المرتفعة يفقد الماء تدريجيا ويصبح أكثر بياضا.



الشكل (5.9) مظهر $Pr_2(SO_4)_3$

4 - مركبات أخرى

بنيته البلورية	اسم المركب
	ثنائي إيديد البراسيوديميوم PrI_2
	خمسائي إيديد البراسيوديميوم Pr_2I_5
	ثنائي فلوريد البراسيوديميوم Pr_6O_{11}
	ثلاثي فلوريد البراسيوديميوم PrF_3
	ثلاثي بروميد البراسيوديميوم $PrBr_3$

2.4 - تفاعلاته

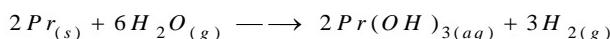
1.2.4 - تفاعله مع الهواء

يتشهو البراسيوديميوم ببطء في الهواء ويحترق بسهولة لتشكيل أكسيد البراسيوديميوم وفق التفاعل التالي:



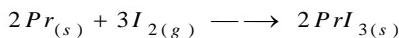
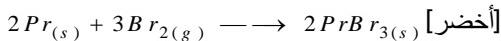
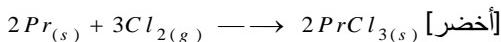
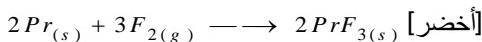
2.2.4 - تفاعله مع الماء

للبراسيوديميوم كهروإيجابية عالية لذا فهو يتفاعل ببطء مع الماء البارد وبسرعة مع الماء الساخن لتشكيل هيدروكسيد البراسيوديميوم $Pr(OH)_3$ ويصاحب هذا التفاعل انطلاق غاز الهيدروجين



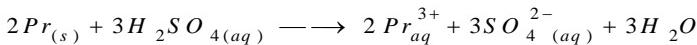
3.2.4 - تفاعله مع الالوجينات

البراسيوديميوم يتفاعل مع كل الالوجينات ليشكل هاليدات البراسيوديميوم الثلاثية ومنه يتفاعل مع الفلور والكلور والبروم واليود ليشكل على التوالى: ثلاثي فلوريد البراسيوديميوم، ثلاثي كلوريد البراسيوديميوم، ثلاثي بروميد البراسيوديميوم، ثلاثي يوديد البراسيوديميوم، وفق التفاعلات التالية:



4.2.4 - تفاعله مع الأحماض

البراسيوديميوم معدن ينحل بسهولة في حمض السلفوريك لتشكيل محليل تحتوي على اللون الأخضر وفق التفاعل التالي:



5 - مجال استخدام البراسيوديميوم

- يستخدم كمادة أساسية في أقواس الكربون المضيئة التي تستخدم في صناعة الأفلام السينمائية.
- أملحاته تستخدم لتلوين سطوح النظارات وذلك بمزجه مع مواد أخرى، كما أنه عامل أساسى في صناعة النظارات الواقعية.
- يستخدم لصناعة ولاءات السجائر (يمثل نسبة 5% منه).

6 - تأثيراته

1.6 - تأثيره على جسم الإنسان

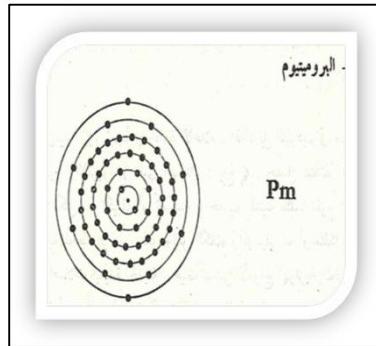
البراسيوديميوم عنصر من عناصر الأذرية النادرة فإنه يتميز بنسبة سمية منخفضة إلى متوسطة، إلا أنه يجب الحذر عند استعماله لأنه مادة مهيجة للعين.

2.6 - تأثيره على البيئة

غباره المعدني خطير وقد يحدث انفجاراً أو اشتعالاً.

$^{147}_{61} Pm$ 10 - عنصر البروميثيوم

التوزيع الإلكتروني



خواص عامة لعنصر البروميثيوم

القيمة العددية	الخاصية
61	العدد الذري (Z)
147	العدد الكتلي (A)
146,915	الوزن الذري الغرامي (g)
-	نصف القطر الذري (A°)
-	الكتلة الحجمية (g/cm^3)
1027	درجة الانصهار (C°)
-	درجة الغليان (C°)
0,536	طاقة التأين الأولى (e.v/mol)
-	طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)
-	الكهروسلبية
-	الناقلية الكهربائية ($\Omega^{-1} \mu$)

1 - ما هو البروميثيوم؟

هو عنصر ذو نشاط إشعاعي يتميز بعدم استقرار بنية نوى ذراته، لا وجود له في باطن الأرض، ومدة حياته قصيرة نسبياً ولذلك فقد تحتم اختفاؤه من سطح الأرض منذ زمن طويل.

2 - اكتشافه ووجوده في الطبيعة

اكتشف من قبل "مارينسكي"، "غليندين" و "كوريل" في أمريكا سنة 1947م اشتق اسمه من اليونانية (Prometheus)، وهو أحد الأرباب الأساطيريين، ولم ينتج إلا في المفاعلات النووية، حيث تم اكتشافه بين المواد التي تجمعها تسمية النفايات النووية.

3 - طرق استحصلاله

اقتربت عدة طرق من أجل الحصول على كميات قليلة من البروميثيوم للاستعمال نصف صناعي، وأبسطها يقوم على استخراجه من المفاعلات النووية.

4 - الخواص الكيميائية للبروميثيوم

1.4 - أكسيد البروميثيوم

يفقد البروميثيوم بريقه في الهواء، كما يحترق فيه بسهولة مشكلاً أكسيد البروميثيوم الثلاثي Pm_2O_3 حسب التفاعل التالي:



يكون الأكسيد الناتج على شكل مسحوق ومقاوم للحرارة وعديم الذوبان في الماء، لكنه ينحل في الأحماض مشكلاً الشاردة Pm^{3+} .

2.4 - هاليدات البروميثيوم

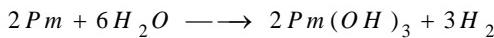
إن أهم مركب هالوجيني للبروميثيوم هو ثلاثي فلوريد البروميثيوم PmF_3 ويحضر بإضافة HF أو F^- إلى محليل Pm^{3+} ويستخدم هذا التفاعل للكشف عن شوارد البروميثيوم.

3.4 - هيدروكسيد البروميثيوم

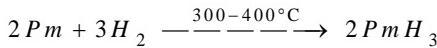
عند إضافة الهيدروكسيل (OH^-) إلى محليل (Pm^{3+}) تترسب الهيدروكسيدات $Pm(OH)_3$ ، ويتصف هذا الخير بخواص أساسية.

4.4 - تفاعلاته مع الماء

يتفاعل البروميثيوم مع الماء البارد محراً الهيدروجين وفق التفاعل التالي:

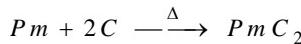


5.4 - تفاعله مع الهيدروجين



6.4 - تفاعله مع الكربون

تفاعل البروميثيوم مع الكربون في درجة مرتفعة من الحرارة وبالتسخين أيضا وفق التفاعل التالي:



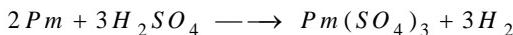
7.4 - تفاعله مع النيتروجين

تفاعل البروميثيوم مع النيتروجين في الهواء وفق التفاعل التالي:



8.4 - تفاعله مع الأحماض

ينحل البروميثيوم في الأحماض العادمة باستثناء H_2HF و H_2PO_4 وذلك لصعوبة انحلال فلوريداتها وفسفاتها.

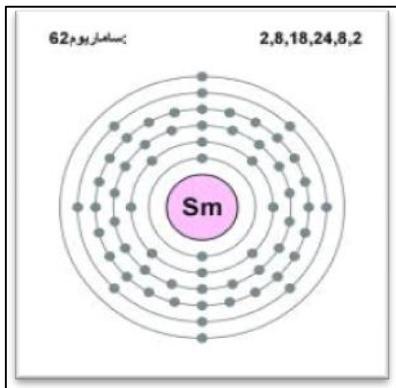


5 - مجال استخدام عنصر البروميثيوم

- أ. استعمال البروميثيوم متحدا مع التبغستان لتكوين منابع ضوئية متلائمة.
- ب. إن عنصر البوتاسيوم يؤلف أبسط وأصغر مولد كهربائي يمكن تصوره، حيث لا يزيد حجمه على رأس الدبوس ويمكن تأليفه بتعطية قطعة صغيرة جدا من البروميثيوم عازل يحاط بخلاف معدني، فيظهر النشاط الإشعاعي للبروميثيوم بتحول نيترون في قلب النواة إلى بروتون، ويوافق هذه الظاهرة إصدار إلكترون، ويعني ذلك أن قطعة البروميثيوم الصغيرة تصبح منبرا للإلكترونات، تنتقل هذه الإلكترونات فتشحن الغلاف كهربائيا وتتولف بذلك القطب السالب لبطارية يصبح قطبها الموجب البروميثيوم.

$^{150}_{62} Sm$ 11 – عنصر الساماريوم

التوزيع الإلكتروني



المظهر



خواص عامة لعنصر الساماريوم

القيمة العددية	الخاصية
59	العدد الذري (Z)
140	العدد الكتبي (A)
140,907	الوزن الذري الغرامي (g)
1,82	نصف القطر الذري (A°)
6,77	الكتلة الحجمية (g/cm^3)
28,7	درجة الانصهار (C°)
690	درجة الغليان (C°)
0,523	طاقة التأين الأولى ($e.v/mol$)
-	طاقة الألفة الإلكترونية ($e.v$)
1,13	الكهربائية الكهربائية ($\mu \Omega^{-1}$)
0,053	النافلية الكهربائية ($\mu \Omega^{-1}$)

1 - ما هو الساماريوم؟

الساماريوم فلز أرضي نادر فضي اللون، مستقر في الهواء الجاف، يشكل طبقة أكسيدية فوق الأسطح المعرضة للهواء الرطب، يحترق بسهولة كما أنه شديد التفاعل مع الماء.

2 - اكتشافه ووجوده في الطبيعة

اكتشفت لوكلوك دوبوا بوردان (فرنسا) هذا العنصر سنة 1879م في عينة من معدن اسمه سامارسكيت، وقد سمي بهذا الاسم لأن العالم الروسي سامارسكي كان قد درسه لذلك سمي العنصر ساماريوم. يتواجد في القشرة الأرضية وتبلغ نسبته حوالي 6,5 غرامات فيطن.

3 - الخواص الكيميائية للساماريوم

1.3 - مركباته

1.1.3 - أكسيد الساماريوم الثلاثي $S m_2O_3$

هو مركب كيميائي يكون على شكل بلورات بيضاء إلى صفراء.

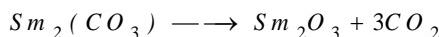
أ - خواصه

أكسيد الساماريوم الثلاثي لا ينحل في الماء، لكنه ينحل في الأحماض المعدنية مشكلاً الأملاح المموافقة، فهو يتفاعل مع حمض هيدروكلوريك مشكلاً كلوريد الساماريوم الثلاثي حسب التفاعل التالي:



ب - تحضيره

يمكن لأكسيد الساماريوم أن يحضر بإحدى طريقتين:
إما بالتقكك الحراري لمركبات الساماريوم الحاوية للأكسجين مثل الكربونات أو الأكسالات أو الكبريتات وفق التفاعل التالي:



أو بحرق فلز الساماريوم بأكسجين الهواء عند درجات حرارة تفوق $150^{\circ}C$ وفق التفاعل التالي:



ج - استخداماته

- ✓ يستخدم أكسيد الساماريوم الثلاثي في تصنيع الأجهزة البصرية في المطيافييات، وخاصة في تصنيع الزجاج الذي يمتص الأشعة تحت الحمراء.
- ✓ يستخدم كمادة ماصة أو ساحة للنيوترونات في قضبان التحكم في منشآت الطاقة النووية.

- ✓ يستخدم كمحفز لعملية بلمرة الكحولات الأولية غير الحلقية إلى الأدبيات وكينونات.
- ✓ يستخدم من أجل تحضير مركبات الساماريوم الأخرى.

2.1.3 - هاليدات الساماريوم

أ - كلوريد الساماريوم الثلاثي $Sm Cl_3$

كلوريد الساماريوم الثلاثي مركب كيميائي له الصيغة $Sm Cl_3$ ، ويكون على شكل بلورات صفراء شاحبة في الشكل اللامائي، أما على شكل سداسي هيدرات $Sm Cl_3 \cdot 6H_2O$ فله لون كريم.

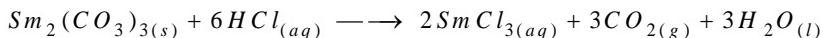
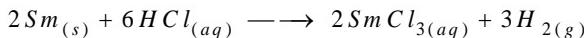
أ. 1 - خواصه

لمركب كلوريد الساماريوم الثلاثي انحلالية حيدة في الماء، وله شفاف كبير للرطوبة حيث تظهر خاصية الاسترطاب بشكل واضح بأنه يشكل سداسي الهيدرات. ينحل المركب أيضاً في الإيثانول. كما يعد كلوريد الساماريوم الثلاثي من حموض لويس القوية. يتفاعل بسهولة مع مركبات مثل هيدروكسيد الصوديوم وفلوريد البوتاسيوم، لتشكيل أملاح الساماريوم غير المنحلة وفق التفاعلات التالية:



أ. 2 - خواصه

يحضر كلوريد الساماريوم الثلاثي من تفاعل فلز الساماريوم مع حمض هيدروكلوريك، ويمكن أن يجري التفاعل باستخدام كربونات الساماريوم الثلاثي وفق التفاعلات التالية:



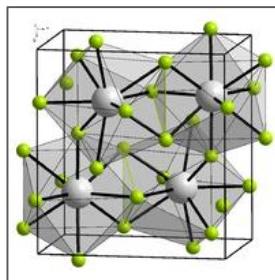
ويتم نزع الماء من كلوريد الساماريوم الثلاثي بتفاعلاته مع غاز كلوريد الهيدروجين، كما يمكن الحصول عليه من إجراء عملية تجفيف لسداسي الهيدرات، وذلك بالتسخين إلى $400^{\circ}C$ بوجود من 4 إلى 6 مكافئ من كلوريد الأمونيوم تحت الفراغ أو بالتسخين مع كمية فائضة من كلوريد الثيونيل لمدة خمس ساعات.

أ. 3 - استخداماته

- ✓ يستخدم كلوريد الساماريوم الثلاثي من أجل الحصول على فلز الساماريوم، حيث يمزج المركب مع كل من كلوريد الصوديوم وكلوريد الكالسيوم من أجل تخفيف نقطة الانصهار. بعد صهر المركب تجري له عملية تحليل كهربائي فنحصل على الفلز الحر.
- ✓ يستعمل من أجل تحضير أملاح الساماريوم الأخرى ومركبات الساماريوم العضوية الفازية مثل المعقدات التي تستخدم من أجل تحفيز تفاعلات الهدرجة والسائلة المهدرجة **Hydrosilylation** للألكينات.

ب - فلوريد الساماريوم الثلاثي SmF_3

فلوريد الساماريوم الثلاثي مركب كيميائي يكون على شكل مسحوق بلوري أصفر.



الشكل (1.11) بنية SmF_3

ج - خواصه

- ✓ لا ينحل مركب فلوريد الساماريوم الثلاثي في الماء.
- ✓ بلورات فلوريد الساماريوم الثلاثي بنية بلورية تتبع النظام المعيني المستقيم، وبتسخينها تحت درجة حرارة $495^{\circ}C$ يحدث هنالك تغير في البنية البلورية، وتتحول البلورات من النظام المعيني المستقيم إلى النظام الثلاثي المشابه لفلوريد الlanthanum الثلاثي ، LaF_3 ، وتكون البيانات البلورية كالتالي:

ثوابت الشبكة:

$$a = 7 \cdot 07 (\cdot 10^{-1} nm), c = 7 \cdot 24 (\cdot 10^{-1} nm)^1$$

3.1.3 - كبريتات الساماريوم

Sm_2S - ثاني كبريتيد الساماريوم

يتم الحصول عليه بخلط مزيج من مسحوق فلز الساماريوم مع مسحوق الكبريت في آنية من زجاج الكوارتز مفرغة من الهواء مع التسخين حتى 1000 كلفن، وبعد الحصول على الناتج يفتت بحذر ويودع ضمن أنبوب مغلق من البتتاليوم ويسخن حتى درجة حرارة $2300^{\circ}C$.

Sm_2S_3 - ثالثي كبريتيد الساماريوم

كبريتيد الساماريوم الثلاثي مركب كيميائي يكون على شكل بلورات حمراء بنية.
ب. 1 - خواصه

يوجد نمطان للبنية البلورية لمركب كبريتيد الساماريوم الثلاثي النمط ألفا $Sm_2S_3 - \alpha$ وهو يتبع النظام البلوري المعيني المستقيم وتكون ثوابت الشبكة البلورية كالتالي:

$$c = 3 : 974 \text{ A}^{\circ} \quad b = 15 \cdot 375 \text{ A}^{\circ} \quad a = 7 : 383 \text{ A}^{\circ}$$

أما النمط غاما $Sm_2S_3 - \gamma$ فله بنية مكعبية $\cdot a = 8 \cdot 44 \text{ A}^{\circ}$

ب. 2 - تحضيره

يمكن لمركب كبريتيد الساماريوم الثلاثي أن يحضر عن طريق معالجة ثيوسيانات الأريلات مع مكافئ من يوديد الساماريوم الثنائي حيث يتشكل الناتج كمركب وسيط، يمكن عزله عن طريق عدة كواشف محبة للإلكترونات.

2.3 - تفاعلاته

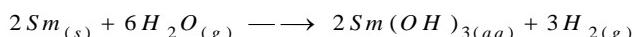
1.2.3 - تفاعله مع الهواء

الساماريوم المعدني يتشهو ببطء في الهواء ويحترق بسهولة لتشكيل ثالثي أكسيد ثاني الساماريوم وفق التفاعل التالي:



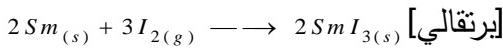
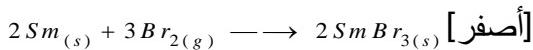
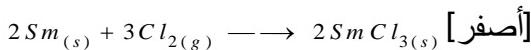
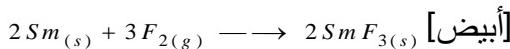
2.2.3 - تفاعله مع الماء

الساماريوم المعدني يتميز بكم هو إيجابية عالية فيتفاعل ببطء مع الماء البارد وبسرعة مع الماء الساخن لتشكيل هيدروكسيد الساماريوم $Sm(OH)_3$ وغاز الهيدروجين H_2 وفق التفاعل التالي:



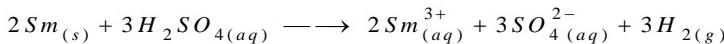
3.2.3 - تفاعل مع الالوجينات

الساماريوم المعدني يتفاعل مع كل الالوجينات ليشكل هاليدات الساماريوم الثلاثية ومنه يتفاعل مع الفلور والكلور والبروم والبيود ليشكل على التوالي: ثلاثي فلوريد الساماريوم SmF_3 ، ثلاثي كلوريد الساماريوم $SmCl_3$ ، ثلاثي بروميد الساماريوم $SmBr_3$ ، ثلاثي يوديد الساماريوم SmI_3 ، وفق التفاعلات التالية:



4.2.3 - تفاعل مع الأحماض

معدن الساماريوم يذوب بسهولة في حامض الكبريتيك المخفف لتشكيل محليل تحتوي على اللون الأصفر وفق التفاعل التالي:

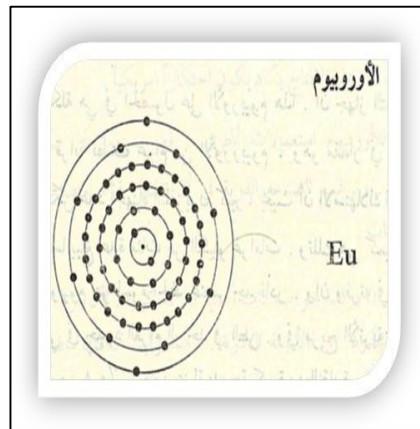


4 - مجال استخدام الساماريوم

- أ. يستخدم لامتصاص النيترونات في المفاعلات النووية.
- ب. يستخدم الساماريوم في صناعات السيراميك والالكترونيات.
- ت. الساماريوم سهل التمغط ومن الصعب جدا إزالة المغناطيسية وهذا يقترح تطبيقات مستقبلية مهمة في تقنيات الحالة الصلبة والموصولة العالية.
- ث. يستخدم الساماريوم لتحديد عمر الصخور والنيازك.

$^{152}_{63} Eu$ 12 - عنصر اليوربيوم

التوزيع الإلكتروني



خواص عامة لعنصر اليوربيوم

القيمة العددية	الخاصية
63	العدد الذري (Z)
152	العدد الكتلي (A)
151,96	الوزن الذري الغرامي (g)
1,99	نصف القطر الذري (A°)
5,26	الكتلة الحجمية (g/cm^3)
826	درجة الانصهار (C°)
1439	درجة الغليان (C°)
0,547	طاقة التأين الأولى ($e.v/mol$)
-	طاقة الألفة الإلكترونية ($e.v$)
-	الكهروسلبية
0,012	الناقلية الكهربائية ($\mu \Omega^{-1}$)

1 - ما هو اليوربيوم؟

اليوربيوم معدن أبيض فضي اللون، أكثر ليونة من بين مجموعة الlanthanides، والأقل كثافة وتطايراً، حيث يشتعل في الهواء بدرجات عالية (150° إلى 180°) ويظهر في الطبيعة على شكل نظيرين مستقررين، ويمثل اليوربيوم (153) نسبة 52% من اليوربيوم الطبيعي، أما اليوربيوم (151) فهو يمثل نسبة 48% المتبقية.

2 - اكتشافه وجوده في الطبيعة

يوجد اليوربيوم في القشرة الأرضية بتركيز يبلغ حوالي 1,8 مليغرام لكل كيلو غرام واحد، في حين يبلغ تركيزه في مياه البحر ما يقارب 0,00013 ميكروغرام لكل لتر واحد وتوجد كميات ضئيلة من اليوربيوم (152)، اليوربيوم (154)، اليوربيوم (155) في التربة حول العالم جراء السقط النووي، ويوجد في تشكيلة منوعة من الخامات وعلى الأخصص في الباستاسيت، والمونازيت والكزنيوتيم، وهذه الخامات تحتوي خلائط من الفلزات، ويؤلف اليوربيوم أقل من 0,2% من هذا الخليط، ويمكن أن يوجد في منشآت نووية معينة كالمفاعلات والمنشآت التي تعالج الوقود النووي المستتفد.

ويعد اليوربيوم واحداً من أكثر الفلزات المشعة استقراراً (بمعنى عدم الانتقال) في البيئة، فهو يتتصق بشكل تقضيلي بالتربة بإحكام إلى حد ما، ويقدر التركيز المرتبط بدفائق التربة بما يوازي 240 مرة أعلى منه في المياه الخالدية (الماء الكائن في الحيز المسامي بين دفائق التربة).

3 - طرق استحصلاله

يسخن اليوربيوم الخام بحمض الكبريتิก المركز، ثم يضاف له الماء لجعل تركيز الحمض 50%，
يجمع راسب اليوربيوم ويريد بالماء.

4 - الخواص الكيميائية لليوربيوم

1.4 - أكسيد اليوربيوم

يفقد اليوربيوم بريقه في الهواء، كما يحترق فيه بسهولة مشكلاً أكسيد البروميثيوم الثلاثي Pm_2O_3
حسب التفاعل التالي: $4 Eu + 3 O_2 \xrightarrow{\Delta} 2 EuO_3$
يكون الأكسيد الناتج على شكل مسحوق ومقاوم للحرارة وعديم الذوبان في الماء، لكنه ينحل في الأحماض مشكلاً الشاردة Eu^{3+} .

4 - هاليدات اليوربيوم

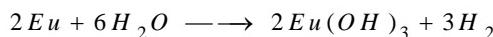
إن أهم مركب هالجيني للبروميثيوم هو ثلاثي فلوريد البروميثيوم EuF_3 ويحضر بإضافة HF أو F^- إلى محليل Eu^{3+} ويستخدم هذا التفاعل للكشف عن شوارد اليوربيوم.

3.4 - هيدروكسيد اليوربيوم

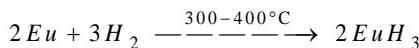
عند إضافة الهيدروكسيل (OH^-) إلى محليل (Eu^{3+}) تترسب الهيدروكسيدات $(Eu(OH)_3)$ ويتصنف هذا الخير بخواص أساسية.

4.4 - تفاعله مع الماء

يتفاعل اليوربيوم مع الماء البارد محراً الهيدروجين وفق التفاعل التالي:

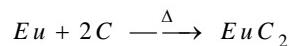


5.4 - تفاعله مع الهيدروجين



6.4 - تفاعله مع الكربون

يتتفاعل اليوربيوم مع الكربون في درجة مرتفعة من الحرارة وبالتسخين أيضاً:

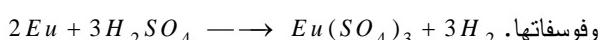


7.4 - تفاعله مع النيتروجين

يتتفاعل اليوربيوم مع النيتروجين في الهواء.

8.4 - تفاعله مع الأحماض

ينحل اليوربيوم في الأحماض العادية باستثناء H_2PO_4 وذلك لصعوبة انحلال فلوريداتها



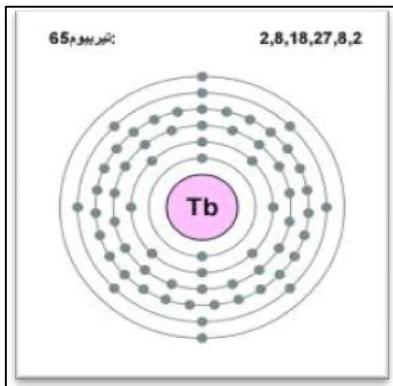
5 - مجال استعمال عنصر اليوربيوم

أ. يستعمل في صنع أجهزة الليزر، كما ترغب الصناعة الذرية في أن تستغل قوة امتصاصه العظيمة للتنرونات

عن جهاز التلفزيون يحتاج إلى قرابة نصف غرام من اليوربيوم حيث تعود الألوان البديةة التي نشاهدها على شاشة التلفزيون إلى هذا العنصر.

$^{159}_{65} Tb$ - عنصر التيربيوم 13

التوزيع الإلكتروني



المظهر



خواص عامة لعنصر التيربيوم

القيمة العددية	الخاصية
65	العدد الذري (Z)
158	العدد الكتلي (A)
158,924	الوزن الذري الغرامي (g)
1,8	نصف القطر الذري (Å)
8,27	الكتلة الحجمية (g/cm^3)
1356	درجة الانصهار (C°)
2800	درجة الغليان (C°)
0,504	طاقة التأين الأولى (e.v/mol)
-	طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)
-	الكهربائية
0,009	النافلية الكهربائية ($\mu \Omega^{-1}$)

1 - ما هو التيربيوم؟

التيربيوم معدن فضي اللون (رمادي)، من وناعم لدرجة أنه بالإمكان قطعه بسكين، وهو مستقر بشكل معقول في الهواء وهو معدن نادر جداً. ولم يتم عزل العنصر نفسه إلا في الآونة الأخيرة.

2 - اكتشافه وجوده في الطبيعة

اكتشف التيربيوم عام 1843م بواسطة الكيميائي السويدي كارل جوستان موساندر والذي اعتبره من الشوائب العالقة في أكسيد الإرتيتيم، وسمى بهذا الاسم نسبة لقرية إيرتيت في السويد. لا يتواجد التيربيوم إطلاقاً منفداً في الطبيعة، ولكنه يوجد في العديد من المعادن بما فيه السيريريت، الجادولينيايت والمونازيت، وتحتوي تلك العناصر على نسبة 0,03% من التيربيوم.

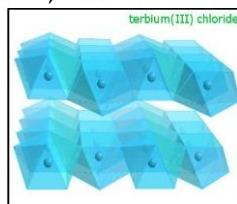
3 - طرق استخلاصه

التيربيوم كباقي اللانثانيدات يتم استخلاصه بتقنية التبادل الأيوني المطورة من الأترية الأرضية المتواجدة فيها.

1.4 - مركباته

1.1.4 - ثلاثي كلوريد التيربيوم $TbCl_3$

هو مركب كيميائي صلب، كثيراً ما يسبب احتقان الفرجية (احمرارها).



الشكل (1.13) بنية $TbCl_3$

2.1.4 - ثائي سيليسيد التيربيوم $TbSi_2$

هو مركب كيميائي صلب لونه رمادي، يتكون من التيربيوم والسيلikon، له عدة تطبيقات في أجهزة الكشف عن الأشعة تحت الحمراء والأجهزة الحرارية.



الشكل (2.13) مظهر $TbSi_2$

1 - ما هو التيربيوم؟

التيربيوم معدن فضي اللون (رمادي)، من وناعم لدرجة أنه بالإمكان قطعه بسكين، وهو مستقر بشكل معقول في الهواء وهو معدن نادر جداً. ولم يتم عزل العنصر نفسه إلا في الآونة الأخيرة.

2 - اكتشافه وجوده في الطبيعة

اكتشف التيربيوم عام 1843م بواسطة الكيميائي السويدي كارل جوستان موساندر والذي اعتبره من الشوائب العالقة في أكسيد الإرتيتيم، وسمى بهذا الاسم نسبة لقرية إيرتيت في السويد. لا يتواجد التيربيوم إطلاقاً منفداً في الطبيعة، ولكنه يوجد في العديد من المعادن بما فيه السيريت، الجادولينيايت والمونازيت، وتحتوي تلك العناصر على نسبة 0,03% من التيربيوم.

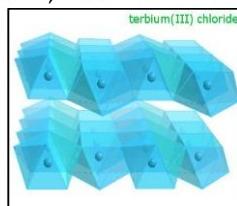
3 - طرق استخلاصه

التيربيوم كباقي اللانثانيدات يتم استخلاصه بتقنية التبادل الأيوني المطورة من الأترية الأرضية المتواجدة فيها.

1.4 - مركباته

1.1.4 - ثلاثي كلوريد التيربيوم $TbCl_3$

هو مركب كيميائي صلب، كثيراً ما يسبب احتقان الفرجية (احمرارها).



الشكل (1.13) بنية $TbCl_3$

2.1.4 - ثائي سيليسيد التيربيوم $TbSi_2$

هو مركب كيميائي صلب لونه رمادي، يتكون من التيربيوم والسيلikon، له عدة تطبيقات في أجهزة الكشف عن الأشعة تحت الحمراء والأجهزة الحرارية.



الشكل (2.13) مظهر $TbSi_2$

3.1.4 - أكسيدات

أ - هبتا أكسيد رباعي التيربيوم Tb_4O_7

أ.1 - تحضيره

يتم تحضيره عن طريق تسخين الأكسالات المعدنية وغالباً ما يتم تحضيره عن طريق احتراق الأكسالات تحت درجة حرارة 100°C أو الكبريتات في الهواء تحت درجة حرارة أعلى، ويتم استخدام هذا المركب في تحضير أكسيدات التيربيوم.

أ.2 - خصائصه

عند تسخينه تحت درجة حرارة عالية يفقد الأكسجين، كما يتفاعل مع الأحماض المركزة الساخنة لإنتاج أملاح التيربيوم فعلى سبيل المثال: تفاعله مع حمض الكبريتيك يعطي كبريتات التيربيوم وتتفاعل مع حمض الهايدروكلوريك يكون محلول من كلوريد التيربيوم وعنصر الكلور وذلك تحت درجة حرارة الغرفة.

ب - ثلاثي أكسيد التيربيوم Tb_2O_3

ب.1 - تحضيره

يمكن تحضيره بإرجاع هبتا أكسيد رباعي التيربيوم في الهايدروجين تحت درجة حرارة 1300°C لمدة 24 ساعة.



الشكل (3.13) بنية Tb_2O_3 (بنية)

ب.2 - خصائصه

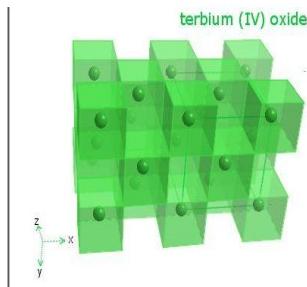
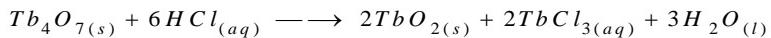
هو عبارة عن أكسيد قاعدي ينحل بسهولة في الأحماض الممددة فيصبح عديم اللون ويشكل لنا أملاح التيربيوم وفق التفاعل التالي:



كما أنه عند مزجه مع الكالسيوم يصبح شبه ناقل.

ج - ثلثي أكسيد التيربيوم Tb_2O_3

ينتج من تفاعل هبنا أكسيد رباعي التيربيوم مع الأكسجين في وجود حمض كلور الماء وحمض الخل لمدة 30 دقيقة وفق التفاعل التالي:



الشكل (3.13) بنية Tb_2O_3

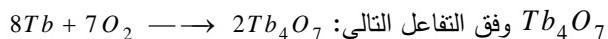
4.1.4 - مركبات أخرى

بنيته البلورية	اسم المركب
	ثنائي فلوريد التيربيوم TbF_2
	ثلاثي فلوريد التيربيوم TbF_3
	ثلاثي سيلينيد التيربيوم Tb_2Se_3
	ثلاثي كبريتيد ثلثي التيربيوم Tb_2S_3

٤ - تفاعلات

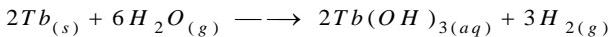
١.٢.٤ - تفاعله مع الهواء

التيربيوم المعدني يتشوّه ببطء في الهواء ويحرق بسهولة لتشكيل ثلاثي أكسيد التيربيوم ذو الصيغة



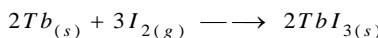
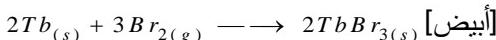
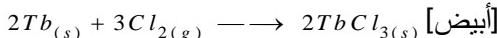
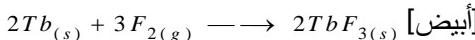
٢.٢.٤ - تفاعله مع الماء

معدن التيربيوم الفضي اللون يتميز بكهرءاً إيجابية عالية فيتفاعل ببطء مع الماء البارد وبسرعة مع الماء الساخن لتشكيل هيدروكسيد التيربيوم $Tb(OH)_3$ وغاز الهيدروجين H_2 وفق التفاعل التالي:



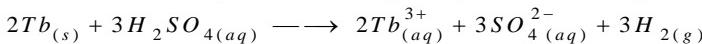
٣.٢.٤ - تفاعله مع الهالوجينات

التيربيوم المعدني يتفاعل مع كل الهالوجينات لتشكيل هاليدات التيربيوم الثلاثية ومنه يتفاعل مع الفلوروكلور والبروم واليود ليشكل على التوالي: ثلاثي فلوريد التيربيوم، ثلاثي كلوريد التيربيوم، ثلاثي بروميد التيربيوم، ثلاثي يوديد التيربيوم، وفق التفاعلات التالية:



٤.٢.٤ - تفاعله مع الأحماض

معدن التيربيوم يذوب بسهولة في حمض الكربونيك المخفف لتشكيل محاليل ذات اللون الوردي الشاحب جداً تحتوي على أيون التيربيوم الثلاثي وفق التفاعل التالي:



٥ - مجال استخدام التيربيوم

أ. التيربيوم يستخدم على نطاق واسع مع الفوسفورات الذي يستخدم في أنابيب التلفزيون وكذلك في شاشات الأشعة السينية ومصابيح الفلورسنت.

ب. يستخدم كمكون في صناعة سبائك من مختلف المعادن.

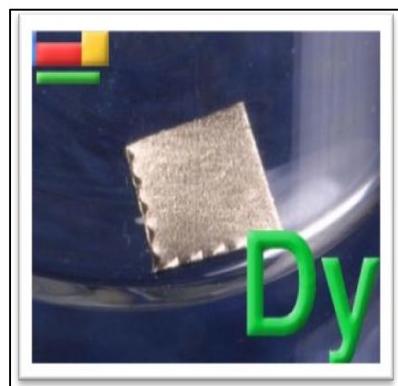
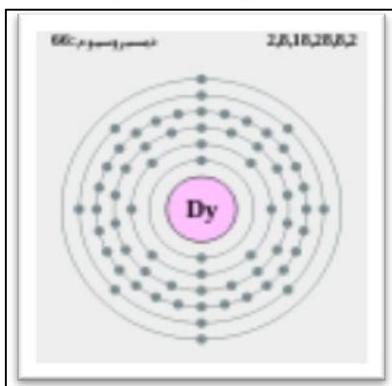
ت. يستعمل في صنع خلايا الوقود.

ث. يستخدم كعامل منشط في عدد من المواد مثل: الكالسيوم، التبغستان، فلوريد الكالسيوم وموليبدات السترونتيوم، وتستخدم هذه المواد في الأجهزة الإلكترونية المختلفة.

14 – عنصر الديسبريسيوم $^{162}_{66} Dy$

التوزيع الإلكتروني

المظهر



خواص عامة لعنصر الديسبريسيوم

القيمة العددية	الخاصية
66	العدد الذري (Z)
162	العدد الكتلي (A)
162,5	الوزن الذري الغرامي (g)
1,8	نصف القطر الذري (A°)
8,54	الكتلة الحجمية (g/cm^3)
1407	درجة الانصهار (C°)
2600	درجة الغليان (C°)
0,572	طاقة التأين الأولى (e.v/mol)
-	طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)
1,22	الكهربوسلبية
0,011	الناقلية الكهربائية ($\mu \Omega^{-1}$)

١ - ما هو الديسبريسيوم؟

الديسبريسيوم هو أحد المعادن النادرة لديه لمعان كبريت الفضة، وهو مستقر نسبياً في الهواء ودرجة حرارة الغرفة، يذوب بسهولة في الأحماض المعدنية ومن السهل تحليله في وجود الهيدروجين.

٢ - اكتشافه وجوده في الطبيعة

اكتشف من قبل أميل "بول ليكوك" دي سنة 1886م في فرنسا، أصل الاسم الكلمة اليونانية *dysprositos* والتي تعني صعب الحصول.

لا يتواجد الديسبريسيوم كعنصر حر في الطبيعة ولكن يعثر عليه في العديد من المعادن منها: فركسونيت، أوكسـينيت، مونازيت، زينونيت، وفي كثير من الأحيان مع الإربيوم والهولميوم أو اللانثانيدات الأخرى، حالياً معظم الديسبريسيوم يتم الحصول عليه من الخامات الطينية في جنوب الصين.

٣ - الخواص الكيميائية للديسبريسيوم

١.٣ - مركباته

١.١.٣ - تيتانات الديسبريسيوم

هو مركب عضوي له نفس خصائص تيتانات الهولميوم فهو مادة تشبه الجليد، يكتسب الخاصية المغناطيسية في درجة حرارة منخفضة.

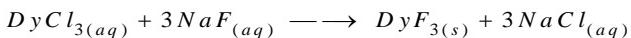
٢.١.٣ - ثلاثي كلوريد الديسبريسيوم

هو مركب ذو لون أبيض مصفر صلب، يمتص الماء بسرعة عند التعرض للرطوبة لتشكيل هكساهيدرات ($DyCl_3 \cdot 6H_2O$) وتسخينه يتحلل جزئياً إلى أوكسي كلوريد



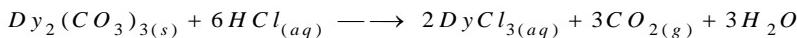
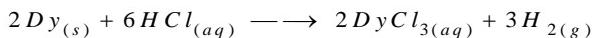
الشكل (1.14) مظهر $DyCl_3$

وهو عبارة عن حمض ليس قوي معتدل، محلوله المائي يستخدم لتحضير الديسبريسيوم الغير قابلة للذوبان مثل: ديسبريسبيوم ثلاثي فلوريد وفق التفاعل التالي:



3.1.3 - تحضيره

يمكن تحضير ثلاثي كلوريد الديسبسيوم عن طريق تفاعل معدن الديسبسيوم أو ثلاثي كربونات الديسبسيوم مع حمض الهيدروكلوريك وفق التفاعلات التالية:

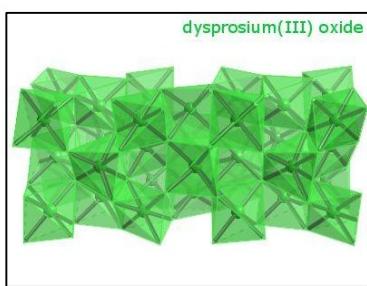


4.1.3 - استخداماته

يمكن استخدام ثلاثي كلوريد الديسبسيوم كنقطة انطلاق لإعداد أملاح الديسبسيوم الأخرى.

5.1.3 - ثلاثي أكسيد الديسبسيوم

هو عبارة عن مسحوق أبيض قليل النعومة له استخدامات في السيراميك والزجاج وأشعة الليزر ومصابيح هاليد الديسبسيوم المعدني.



الشكل (3.14) بنية $DyCl_3$



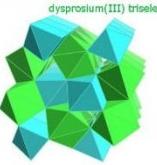
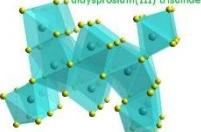
الشكل (2.14) مظهر $DyCl_3$

6.1.3 - تفاعلاته

يمكن أن يتفاعل مع الأحماض لإنتاج ثلاثي أملاح الديسبسيوم وفق التفاعل التالي:



2.3 - مرکبات أخرى

بنية البلورية	اسم المركب
	ثلاثي سيلينيد дисперсиوم Dy_2Se_3
	ثلاثي كبريتيد ثانوي дисперсиوم Dy_2S_3

3.3 - تفاعلاته

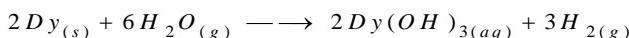
1.3.3 - تفاعله مع الهواء

باقي اللانثانيدات يحترق дисперсиوم بسهولة في الهواء لتشكيل أكسيد дисперсиوم وفق التفاعل التالي:



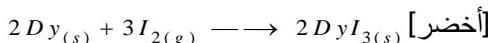
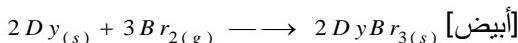
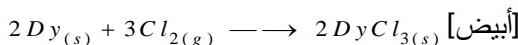
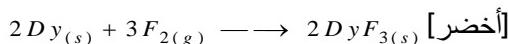
2.3.3 - تفاعله مع الماء

يتفاعل дисперсиوم مع الماء لتشكيل هيدروكسيد дисперсиوم $Dy(OH)_3$ وفق التفاعل التالي:



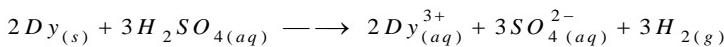
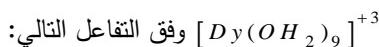
3.3.3 - تفاعله مع الهالوجينات

يتفاعل дисперсиوم مع كل الهالوجينات مثل باقي معدن الأترية النادرة الأخرى ليشكل هاليدات дисперсиوم الثلاثية، وفق التفاعلات التالية:



4.3.3 - تفاعل مع الأحماض

بما أنّ الديسبيريسيوم عدد أكسدة (+3) فإنه يتفاعل مع الأحماض لتكوين محاليل صفراء بها معقد



4 - مجال استخدام الديسبيريسيوم

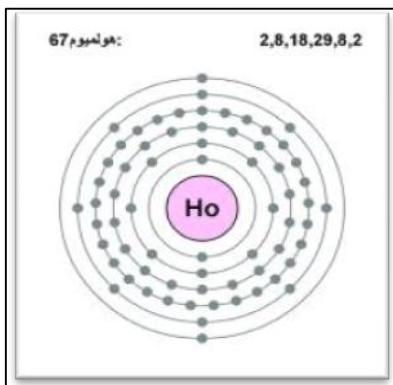
- أ. يستخدم في تطبيقات التحكم النووي لصناعة سباائك الفولاذ المقاوم للصدأ.
- ب. امتصاص النيرونات.
- ت. يستخدم لصنع مواد الليزر.
- ث. يعتبر كمصدر للأشعة تحت الحمراء لدراسة التفاعلات الكيميائية.
- ج. يعتبر مادة مهمة في صناعة الـ CD.
- ح. يضاف الديسبيريسيوم إلى سباائك المغنتزيوم للزيادة من صلابة المواد التي تستخدم في النطاقات الجوية وتسهيل تحويلها.
- خ. يمزج الديسبيريسيوم مع سباائك المعادن مثل: Fe, Co, Ni, Al لصناعة المغناط الدائمة.

5 - تأثير الديسبيريسيوم على البيئة

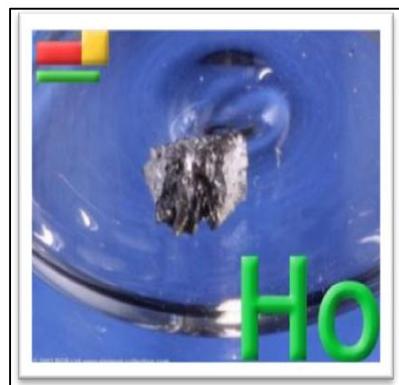
الديسبيريسيوم له قابلية عالية على الاشتعال لذا يجب أن يحفظ في أماكن بعيدة عن اللهب المكشوف أو مصادر الاشتعال أو تراكم الشحنات الكهربائية، كما يجب ارتداء ملابس واقية مناسبة عند استعماله وعدم التدخين.

$^{165}_{67} Ho$ 15 - عنصر الهولميوم

التوزيع الإلكتروني



المظهر



خواص عامة لعنصر الهولميوم

القيمة العددية	الخاصية
67	العدد الذري (Z)
164	العدد الكتلي (A)
164,93	الوزن الذري الغرامي (g)
1,79	نصف القطر الذري (A°)
8,8	الكتلة الحجمية (g/cm^3)
1465	درجة الانصهار (C°)
2600	درجة الغليان (C°)
0,581	طاقة التأين الأولى (e.v/mol)
-	طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)
1,23	الكهربائية
0,011	النافلية الكهربائية ($\mu \Omega^{-1}$)

١ - ما هو الهولميوم؟

الهولميوم عنصر فلزي أبيض طري وهو ثابت في الهواء الجاف وتحت درجة حرارة الغرفة ولكنه يتآكسد بسرعة في الهواء الرطب.

٢ - اكتشافه وجوده في الطبيعة

يسمى الهولميوم بهذا الاسم نسبة للكلمة اللاتينية "holmia" وتعني ستوكهولم وقد اكتشف على يد الألماني مارك ديلافونتين وبالك لويس سوريت في عام 1978م، وقد لاحظا أن هناك عنصر له قياس شاذ لموجات الطيف وقد أطلقوا عليه اسم العنصر (X).

مثل كل الlanthanides، فإن الهالميوم لا يوجد منفردا في الطبيعة ويوجد متعددا مع المعادن الأخرى مثل: الجادوليتيت والمونازيت وعناصر أخرى من مجموعة الأترية النادرة.

٣ - طرق استخلاصه

يتم استخراج الهولميوم تجاريًا عن طريق التبادل الأيوني لأنتربيت المونازيت التي تحتوي على نسبة 0,05% من معدن الهولميوم ولكن لا زال من الصعب عزل الهولميوم عن معادن الأترية النادرة الأخرى.

٤ - الخواص الكيميائية للهولميوم

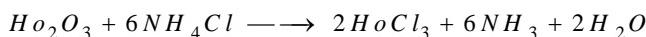
٤.١ - مركباته

٤.١.٤ - ثلاثي كلوريد الهولميوم $HoCl_3$

هو مركب كيميائي غير عضوي يستخدم بشكل رئيسي في مجال البحث وذلك لكونه يأخذ اللون الأصفر في الإضاءة الطبيعية ويتغير لونه إلى الوردي المشرق في إضاءة الفلورسنت (Fluorescent).

أ - تحضيره

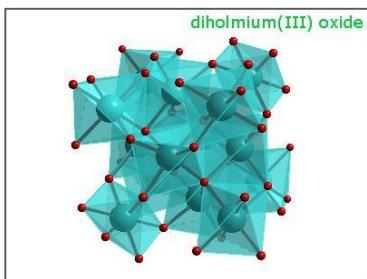
تشكل عن طريق مزج خليط من ثلاثي أكسيد الهولميوم وكلوريد الأمونيوم عند درجة الحرارة 200°C-250°C وفق التفاعل التالي:



2.1.4 - ثلاثي أكسيد الهولميوم Ho_2O_3

أ - مظهره

يتميز بلونه الأصفر في وضع النهار أي تحت ظروف الإضاءة العادية وباللون الناري (البرتقالي الأحمر) تحت الإضاءة ثلاثة الألوان.



الشكل (2.15): مظهر Ho_2O_3 تحت الإضاءة العادية وتحت الإضاءة ثلاثة الألوان.

ب - استخداماته

- يستخدم في صنع النظارات الملونة.
- يستخدم في صناعة الزجاج خاصة تلوينها بالأصفر والأحمر.

ج - تأثيره على الإنسان

ثلاثي أكسيد الهولميوم مقارنة مع مركبات أخرى كثيرة ليس خطيرًا للغاية على الرغم من أن التعرض المف躬 له يمكن أن يسبب الورم الجيبي ونقص الهيموغلوبين الحر في الدم، وجرعته غير مميزة إلا إذا تعدت 1 غرام لكل كيلوغرام من وزن جسم الإنسان.

3.1.4 - مركبات أخرى

اسم المركب	بنية البلورية
ثلاثي سيليسيوم الهولميوم Ho_2Se_3	<p>The diagram shows the crystal structure of diholmium(III) triselenide (Ho_2Se_3). It consists of a regular arrangement of green polyhedra, likely octahedra or dodecahedra, forming a dense, interconnected network.</p>
ثلاثي كبريتيد الهولميوم Ho_2S_3	<p>The diagram shows the crystal structure of diholmium(III) trisulfide (Ho_2S_3). It features a complex arrangement of blue polyhedra, likely octahedra or dodecahedra, interconnected by red spheres representing oxygen atoms.</p>

بنية البلورية	اسم المركب
	HoF_3 ثلاثي فلوريد الهولميوم

4 - تفاعلاته

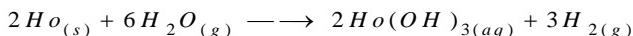
1.2.4 - تفاعله مع الهواء

الهولميوم يتشوّه ببطء في الهواء ويحترق بسهولة لتشكيل ثلاثي أكسيد الهولميوم ذو الصيغة Ho_2O_3 وفق التفاعل التالي:



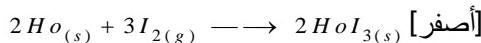
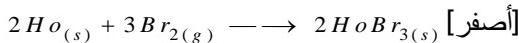
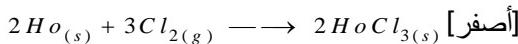
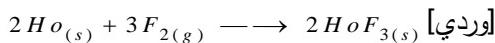
2.2.4 - تفاعله مع الماء

يتتميز الهولميوم بالكهروإيجابية العالية فيتفاعل ببطء مع الماء البارد ويسرعاً مع الماء الساخن لتشكيل هيدروكسيد الهولميوم $Ho(OH)_3$ وغاز الهيدروجين H_2 وفق التفاعل التالي:



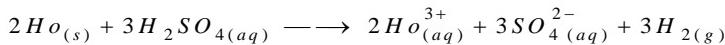
3.2.4 - تفاعله مع الالوجينات

الهولميوم المعدني يتفاعل مع كل الالوجينات لتشكيل هاليدات الهولميوم الثلاثية فيتفاعل مع الفلور والكلور والبروم واليود ليشكل على التوالي: ثلاثي فلوريد الهولميوم، ثلاثي كلوريد الهولميوم، ثلاثي بروميد الهولميوم، ثلاثي يوديد الهولميوم، وفق التفاعلات التالية:



4.2.4 - تفاعله مع الأحماض

معدن الهولميوم يذوب بسهولة في حمض الكبريتيك المخفف لتشكيل محليل تحتوي على أيونه الثلاثي وفق التفاعل التالي:



5 – استخداماته

- أ. يستخدم لتكسير حصى الكلية بالليزر.
- ب. يستخدم لصناعة الأدوات الإلكترونية.
- ت. يستخدم لطلاء الزجاج لعكس الأشعة فوق البنفسجية.
- ث. هو أحد الملونات المستخدمة في المجوهرات وذلك لتوفير لون مزدوج بين الأصفر والخوخى.
- ج. يمكن استخدامه على هيئة أيون نشط في بعض أجهزة الليزر في الحالة الصلبة.

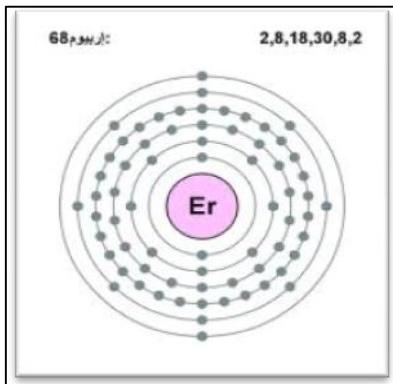
6 – تأثيره على الإنسان

للهلوميوم دورا فعالا في عملية الأيض.

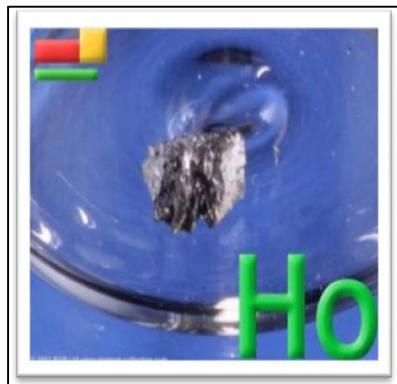
١٦ – عنصر الإرببيوم

$^{167}_{68} Er$

التوزيع الإلكتروني



المظهر



خواص عامة لعنصر الإرببيوم

القيمة العددية	الخاصية
68	العدد الذري (Z)
169	العدد الكتلي (A)
168,93	الوزن الذري الغرامي (g)
1,77	نصف القطر الذري (A°)
9,33	الكتلة الحجمية (g/cm^3)
1545	درجة الانصهار (C°)
1727	درجة الغليان (C°)
0,597	طاقة التأين الأولى ($e.v/mol$)
-	طاقة الألفة الإلكترونية ($e.v$)
1,25	الكهروسلبية
0,011	النافلية الكهربائية ($\Omega^{-1} \mu$)

١ - ما هو الإربيوم؟

الإربيوم هو أحد العناصر الفلزية الأرضية النادرة لونه فضي، ثابت في الهواء ولا يتأكسد فيه بنفس السرعة التي يتأكسد بها بعض الفلزات الأرضية النادرة الأخرى.

٢ - اكتشافه وجوده في الطبيعة

تم اكتشاف الإربيوم من قبل كارل جوستاف مونسادير في عام 1843م. وقام مونسادير بعزل "ليتريا" من معدن الجادولينيايت لثلاثة أجزاء تسمى ليتريا، إربيا، تيريا. وقام بتسمية العنصر الجديد على اسم بلدة تسمى تيريا والتي يتواجد فيها كميات كبيرة من ليتريا التي تحتوي على الإربيوم. الإربيا والتيريا، كانا يسبيان بعض التشویش وقتها. وبعد عام 1860م، تم إعادة تسمية التيريا إلى إربيا وبعد عام 1877م ما كان يعرف بالإربيا تم إعادة تسميتها إلى تيريا. وتم عزل الإربيوم النقي في عام 1905م بواسطة جورج أوريان وكاريليس جيمس. ولم يتم إنتاج الفلز حتى 1934م عندما قام العمال بتقليل الكلور المائي ببخار البوتاسيوم.

مثل العناصر الأرضية النادرة الأخرى لا يتواجد العنصر حرا في الطبيعة ولكن يتواجد في تراب خام المونازيت. كما يتواجد الإربيوم مع عدد من العناصر الأخرى في معدن الجادولينيايت والذي يتواجد في يتربي في السويد.

٣ - طرق استحصلائه

يعتبر الزينوتايم الإيوكسنانيت المصدر الأساسي للإربيوم ويتحصل عليه باستخدام تقنية التبادل الأيوني التي تم تطويرها في أواخر القرن العشرين.

٤ - الخواص الكيميائية للإربيوم

هو عنصر ثلاثي التكافؤ، وهو يشبه العناصر الأرضية النادرة الأخرى، وتتحدد خواص الإربيوم بدرجة الشوائب الموجودة.

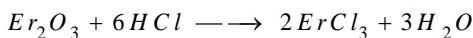
٤.١ - مركباته

٤.١.١ - ثلاثي أكسيد ثانوي الإربيوم Er_2O_3

يحترق الإربيوم بسهولة ليشكل ثلاثي أكسيد الإربيوم، وهو مركب لا ينحل في الماء فهو ينحل في الأحماض المعدنية كما أنه يمتص بسهولة الرطوبة وثاني أكسيد الكربون الموجود في الهواء.

2.1.4 - ثلاثي كلوريد الإربيوم

يمكن لثلاثي أكسيد ثانوي الإربيوم أن يتفاعل مع الأحماض ليعطي ملح موافق، فتفاعلاته مع حمض الهيدروكلوريك يعطي ثلاثي كلوريد الإربيوم وفق التفاعل التالي:



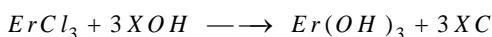
الشكل (1.16) مظهر $ErCl_3$

3.1.4 - ثلاثي كلوريد هكساهيدرات الإربيوم

يتتميز انهيدر الإربيوم الثلاثي باللون البنفسجي وهو صلب ويمكن أن يعطي لنا: ثلاثي كلوريد هكساهيدرات الإربيوم بالتسخين والذي يتميز بشكله البلوري ولونه الوردي.

4.1.4 - هيدروكسيد الإربيوم

يمكن لثلاثي كلوريد الإربيوم أن يتفاعل مع القواعد ليعطي لنا هيدروكسيد الإربيوم وفق التفاعل التالي:



5.1.4 - مركبات أخرى

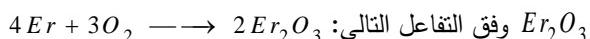
بنية البلورية	اسم المركب
	ثلاثي كبريتيد ثانوي الإربيوم Er_2S_3
	ثلاثي تيليريد ثانوي الإربيوم Er_2Te_3

بنية البلورية	اسم المركب
 dysprosium(III) triselenide	ثلاثي سيلينيد ثلثي الإربيوم Er_2Se_3

2.4 - تفاعله

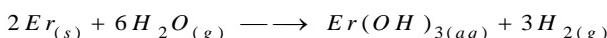
1.2.4 - تفاعله مع الهواء

الإربيوم المعدني يتشهو ببطء في الهواء ويحترق بسهولة لتشكيل ثلاثي أكسيد الإربيوم ذو الصيغة



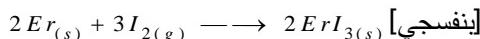
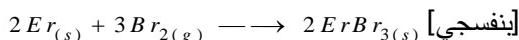
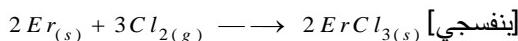
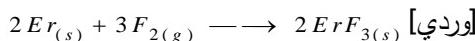
1.2.4 - تفاعله مع الماء

معدن الإربيوم الأبيض الفضي اللون ذو الكهروإيجابية العالية فيتفاعل ببطء مع الماء البارد وبسرعة مع الماء الساخن لتشكيل هيدروكسيد الإربيوم وفق التفاعل التالي:



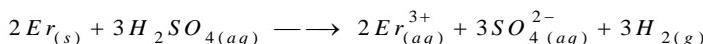
2.2.4 - تفاعله مع الهالوجينات

الإربيوم يتفاعل مع كل الهالوجينات ليعطي هاليدات الإربيوم الثلاثية ومنه يتفاعل مع الفلور والكلور والبروم واليود ليشكل على التوالي: ثلاثي فلوريد الإربيوم، ثلاثي كلوريد الإربيوم، ثلاثي بروميد والإربيوم، ثلاثي يوديد الإربيوم، وفق التفاعلات التالية:



4.2.4 - تفاعله مع الأحماض

الإربيوم يذوب بسهولة في حمض الكبريتิก ليعطي محلول بلون أصفر وفق التفاعل التالي:

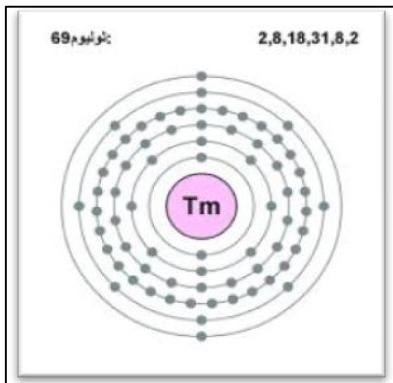


5 - مجال استخدام الإربيوم

- أ. تختلف الاستخدامات اليومية للإربيوم. فإنه يستخدم غالباً كمرشح للتصوير الفوتوغرافي ونطراً لطاعاته فإنه مفيد في إضافته للفلزات.
- ب. يستخدم في الأبحاث النووية كمتصن للنيترون.
- ت. يستخدم كعامل إشابة في المضخمات البصرية.
- ث. عند إضافته للفاناديوم كسبائك يقلل من صلابته ويحسن من القدرة على تشغيله.
- ج. لأكسيد الإربيوم لون وردي ولذلك فإنه يستخدم أحياناً كملون للزجاج والخزف. ويستخدم حينها الزجاج كعدسات في النظارات الشمسية الرخيصة.
- ح. تستخدم بلورات الإربيوم في عمل أشعة الليزر، والمضخمات البصرية.

$^{168}_{69}Tm$ 17 – عنصر الثوليوم

التوزيع الإلكتروني



المظهر



خواص عامة لعنصر الثوليوم

القيمة العددية	الخاصية
69	العدد الذري (Z)
169	العدد الكتلي (A)
168,93	الوزن الذري الغرامي (g)
1,77	نصف القطر الذري (A°)
9,33	الكتلة الحجمية (g/cm^3)
1545	درجة الانصهار (C°)
1727	درجة الغليان (C°)
0,597	طاقة التأين الأولى (e.v/mol)
-	طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)
1,25	الكهربوسلبية
0,011	الناقلية الكهربائية ($\mu \Omega^{-1}$)

1 - ما هو الثوليوم؟

الثوليوم هو أحد العناصر الأرضية النادرة وهو أقلها وفرة، يمتاز بليونة عالية، معدنه النقي يتميز ببريق فضي مستقر بشكل معقول في الهواء ولكن يجب حمايته من الرطوبة.

2 - اكتشافه وجوده في الطبيعة

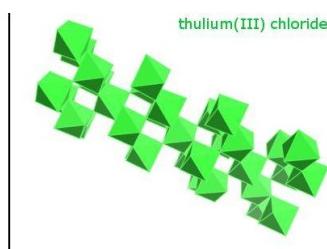
اكتشف الثوليوم بواسطة الكيميائي السويدي بيرثيونوكليف في عام 1879 وذلك عند ملاحظته لأكسيد بعض عناصر الأترية النادرة الأخرى، وقد بدأ كليف بإزالة كل تركيزات الأكسجين وبعد عمليات إضافية حصل على مادتين: واحدة بنية اللون، والأخرى خضراء، المادة البنية كانت هي أكسيد الهولميوم أطلق عليها كليف اسم "هولميما" والمادة الخضراء كانت أكسيد لمادة غير معروفة وقد أسمهاها كليف باسم "ثوليا" وهي مادة الثوليوم فيما بعد، ولا يوجد عنصر الثوليوم إطلاقاً بصفة نقاء في الطبيعة ولكن يوجد بكميات صغيرة في معادن الأترية النادرة، ويوجد بصفة أساسية في المونازيت بنسبة 0,007%， كما يوجد في أتربة الأنهر.

3 - الخواص الكيميائية للثوليوم

1.3 - مركباته

1.1.3 - ثلاثي كلوريد الثوليوم $TmCl_3$

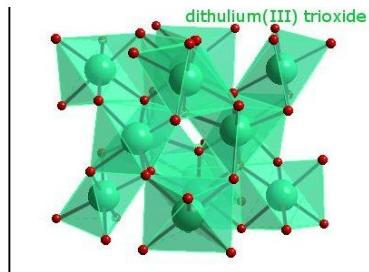
يكون على شكل بلورات صفراء يمكن الحصول عليه بإضافة أكسيد الثوليوم إلى حمض الهيدروكلوريك المركز، كما يمكن أن يتفاعل مع الهواء لتشكيل أكسيد الثوليوم.



الشكل (1.17) بنية $TmCl_3$

2.1.3 - ثلاثي أكسيد ثانوي الثوليوم TmO_2

يكون على شكل بلورات ذات لون أخضر شاحب، يمكن تحضيره في المختبر عن طريق حرق معادن الثوليوم في الهواء، أو عن طريق تحليل نترات الثوليوم.



الشكل (2.17) بنية Tm_2O_3

3.1.3 – مركبات أخرى

اسم المركب	بنيته البلورية
ثنائي كلوريد الثوليوم $TmCl_2$	
ثلاثي كبريتيد ثانوي الثوليوم Tm_2S_3	

2.3 – تفاعلاته

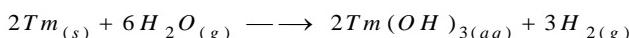
1.2.3 – تفاعله مع الهواء

يتشهو معدن الثوليوم ببطء في الهواء ويحترق بسهولة لتشكيل ثالثي أكسيد ثانوي الثوليوم وفق التفاعل التالي:



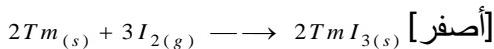
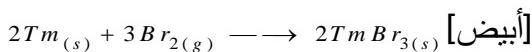
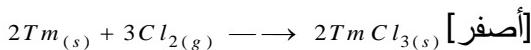
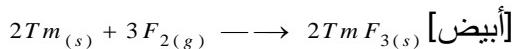
2.2.3 – تفاعله مع الماء

كباقي اللانتانيدات الثوليوم يتفاعل ببطء مع الماء البارد وبسرعة مع الماء الساخن لتشكيل هيدروكسيد الثوليوم $Tm(OH)_3$ ويساهم هذا التفاعل انطلاق غاز الهيدروجين H_2 وفق التفاعل التالي:



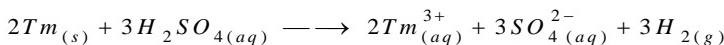
3.2.3 – تفاعله مع الالوجينات

يتفاعل الثوليوم مع الالوجينات لتكوين هاليدات الثوليوم وفق التفاعلات التالية:



4.2.3 – تفاعله مع الأحماض

الثوليوم معدن ينحل بسهولة في حامض الكربونيك لتشكل محلول أخضر شاحب وفق التفاعل التالي:

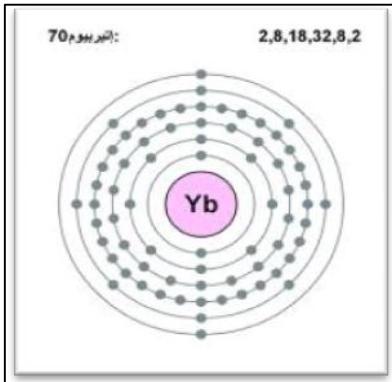


4 – مجال استخدام الثوليوم

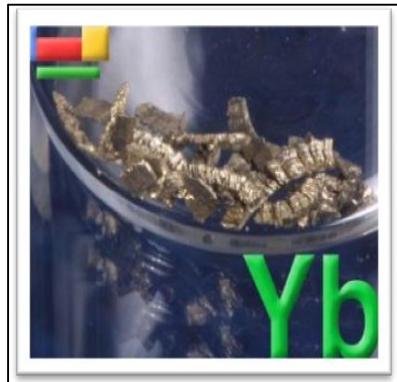
- أ. يستخدم كمصدر إشعاع في أجهزة الأشعة السينية.
- ب. يستخدم في صناعة السباائك.
- ت. يستخدم في الطبقات الحديدية (المواد المغناطيسية، السيراميك) المستخدمة في معدات الميكرويف.

$^{173}_{70} Yb$ 18 – عنصر اليتيربيوم

التوزيع الإلكتروني



المظهر



خواص عامة لعنصر اليتيربيوم

القيمة العددية	الخاصية
70	العدد الذري (Z)
173	العدد الكتلي (A)
173,04	الوزن الذري الغرامي (g)
1,94	نصف القطر الذري (A°)
6,98	الكتلة الحجمية (g/cm^3)
824	درجة الانصهار (C°)
1427	درجة الغليان (C°)
0,603	طاقة التأين الأولى (e.v/mol)
-	طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)
-	الكهربوسلبية
0,035	النافلية الكهربائية ($\mu \Omega^{-1}$)

1 - ما هو اليتيربيوم؟

اليتيربيوم عنصر فلزي قابل للسحب والطرق والتشكيل لامع وفضي اللون. يتأكسد ببطء في الهواء، يتفاعل مع الماء، غباره قابل للاشتعال، يستعمل في التجارب المعدنية والكيميائية.

2 - اكتشافه وجوده في الطبيعة

اكتشف اليتيربيوم عام 1878م من قبل جين دي ماريجناك (فرنسا)، وكان هذا الكيميائي قد حيره وأثاره تطلعه الخواص التي ظهرت على ركاز يستخرج منه الإريوم، سمي لهذا السبب أربين. فوصل الكيميائي إلى نتيجة وهي أن الركاز يحتوي على شيء آخر غير الإريوم. وسمى العنصر على اسم Tb (Ytterby)، قرية في السويد، التي دخل اسمها في أربعة عناصر: إريوم (Y_{39}), تيربيوم (Tb_{65}), أريبيوم (Er_{68}), واتيربيوم (Yb_{70}).

يوجد اليتيربيوم في المعادن مثل اليتيريا، المونازايت، الجادولينايت والإكزينوتايم، وهو ليس شديد الندرة، وتبلغ وفرته 2,7 غرام فيطن الواحد.

3 - طرق استحصلاته

إن دراسة اليتيربيوم لم تبدأ بشكل عميق إلا قبل الحرب العالمية الثانية حيث يتم استحصلاته من الأتربة النادرة بطريقة التبادل الأيوني، مثله مثل باقي اللانثانيدات (معادن الأتربة النادرة).

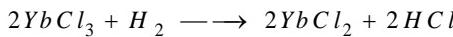
4 - الخواص الكيميائية لليتيربيوم

1.4 - مركيباته

1.1.4 - هاليداته

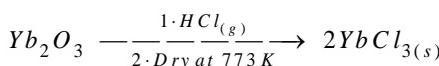
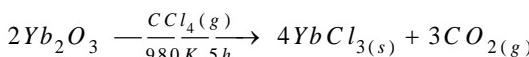
أ - ثانوي كلوريد اليتيربيوم $YbCl_2$

ثانوي كلوريد اليتيربيوم مركب كيميائي صنع لأول مرة سنة 1929م من قبل و. ك. كليمون و و. سشيت بإرجاع ثلثي كلوريد اليتيربيوم بواسطة المهيروجين وفق التفاعل التالي:



ب - ثلثي كلوريد اليتيربيوم $YbCl_3$

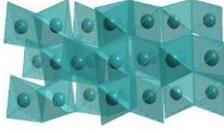
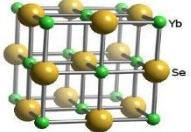
يتم تحضيره انطلاقاً من ثلثي أكسيد اليتيربيوم وفق الفاعلات التالية:





الشكل (1.18) مظهر $YbCl_3$

2.1.4 - مرکبات أخرى

بنية البلورية	اسم المركب
 ytterbium(II) chloride	ثنائي كلوريد اليتيربيوم $YbCl_2$
 ytterbium(III) fluoride	ثلاثي فلوريد اليتيربيوم YbF_3
 ytterbium(III) oxide	ثلاثي أكسيد اليتيربيوم YbO_3
 ytterbium(III) sulfide	ثلاثي كبريتيد اليتيربيوم Yb_2S_3
 ytterbium(II) selenide	ثلاثي سيلينيد اليتيربيوم $YbSe$
 ytterbium(II) telluride	ثلاثي تيليريد اليتيربيوم $YbTe$

2.4 - تفاعله

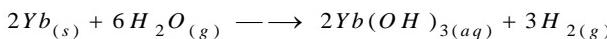
1.2.4 - تفاعله مع الهواء

اليتيربيوم يتشهو ببطء في الهواء ويحترق بسهولة لتشكيل ثلاثي أكسيد اليتيربيوم ذو الصيغة Yb_2O_3 وفق التفاعل التالي:



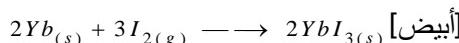
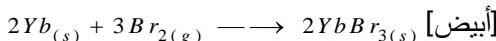
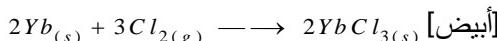
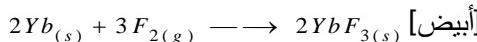
2.2.4 - تفاعله مع الماء

يتميز اليتيربيوم بالكتروإيجابية العالية فيتفاعل ببطء مع الماء البارد ويسرعاً مع الماء الساخن لتشكيل هيدروكسيد اليتيربيوم $Yb(OH)_3$ وغاز الهيدروجين H_2 وفق التفاعل التالي:



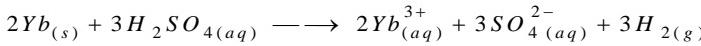
3.2.4 - تفاعله مع الالوجينات

اليتيربيوم المعدني يتفاعل مع كل الالوجينات لتشكيل هاليدات اليتيربيوم الثلاثية فيتفاعل مع الفلور والكلور والبروم واليود ليشكل على التوالى محليل بيضاء من: ثلاثي فلوريد اليتيربيوم، ثلاثي كلوريد اليتيربيوم، ثلاثي بروميد اليتيربيوم، ثلاثي يوديد اليتيربيوم، وفق التفاعلات التالية:



4.2.4 - تفاعله مع الأحماض

معدن اليتيربيوم يذوب بسهولة في حمض الكبريتيك المخفف لتشكيل محليل تحتوي على أيون التيربيوم الثلاثي وفق التفاعل التالي:

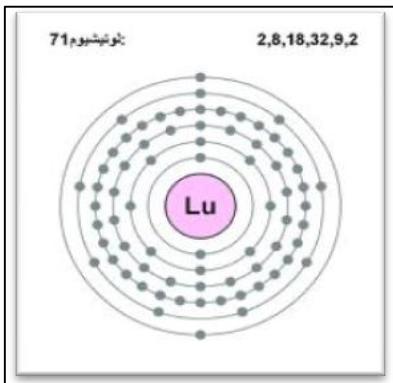


5 - مجال استخدام اليتيربيوم

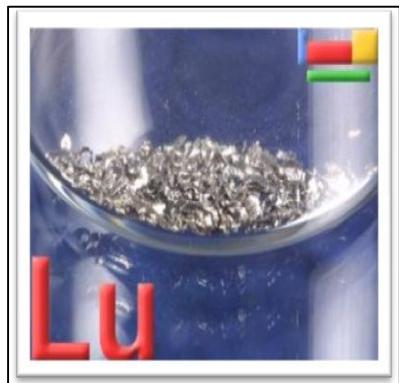
- أ. تستخدم في تحسين خواص الفولاذ المقاوم للصدأ.
- ب. يستخدم في تحسين القوة الميكانيكية المستعملة في صقل الحبوب.
- ت. أحد النظائر يستخدم كمصدر لإشعاع كبديل لجهاز الأشعة السينية محمولة عندما تكون الكهرباء غير متوفرة.
- ث. الليزر

$^{175}_{71} Lu$ 19 – عنصر اللوتيتيوم

التوزيع الإلكتروني



المظهر



خواص عامة لعنصر اللوتيتيوم

القيمة العددية	الخاصية
71	العدد الذري (Z)
174	العدد الكتني (A)
174,97	الوزن الذري الغرامي (g)
1,75	نصف القطر الذري (A°)
9,84	الكتلة الحجمية (g/cm^3)
1652	درجة الانصهار (C°)
3227	درجة الغليان (C°)
0,524	طاقة التأين الأولى ($e.v/mol$)
-	طاقة الألفة الإلكترونية ($e.v$)
1,27	الكهربوسليبية
0,015	النافلية الكهربائية ($\mu \Omega^{-1}$)

١ - ما هو اللوتينيوم؟

اللوتينيوم هو عنصر فلزي من عناصر المجموعة الأرضية النادرة، وغالباً ما يقع اللوتينيوم مع الإيتريوم، عند التقى بقواعد المستويات الفرعية للجدول الدوري والسلالس الكيميائية، فإنه يتم وصف اللوتينيوم كعنصر انتقالي، لكنه عموماً يوصف على أنه لانتينيد وذلك حسب IUPAC.

٢ - اكتشافه وجوده في الطبيعة

تعنى الكلمة لوتينيا باللاتينية (باريس) تم اكتشافه مستقلاً في عام 1907م بواسطة العالم الفرنسي جورج أوريان وأحد علماء المعادن الأستراليين البارون كارل أوير فون ويلس باخ. ووجد كلاهما اللوتينيوم كثلاً في معدن اليتربيا والذي كان يظن أنه يحتوي على العنصر إيتريوم من الكيميائي جين كارليس جاليسارد ماريناك وأخرين.

وتم وصف فصل اللوتينيوم من إيتريوم ماريناك عن طريق أوريان وبالتالي كان له شرف الاكتشاف، واختار للعنصر نيو إيتريوم ولوتيكيوم كأسماء له، ولكن تم إرجاع الاسم نيو إيتريوم إلى عنصر الإيتريوم في عام 1949م وتم تسمية العنصر باللوتينيوم.

يتواجد مع تقريباً كل الفلزات الأرضية النادرة ولكن لا يتواجد بمفرده، ويصعب للغاية فصل اللوتينيوم من العناصر الأخرى وهو أقل العناصر وفرة على الإطلاق. وبالتالي، هو أحد أغلى الفلزات، وتبلغ قيمته 6 مرات تقريباً مثل الذهب.

٣ - طرق استحصلاله

أهم مصادر اللوتينيوم هو المعدن الأرضي النادر للفوسفات المونازيت: (Ce, La, PO_4)، ويحتوى على 0,003% من العنصر. فلز اللوتينيوم النقي تم عزله حديثاً وهو صعب للغاية في تحضيره (وهو أحد وأغلى العناصر الأرضية النادرة). ويتم فصله من العناصر الأرضية النادرة الأخرى بواسطة التبادل الأيوني ثم يتم الحصول عليه في شكله العنصري باختزال $LuCl_3$ المائي أو LuF_3 بواسطة فلز أو فلز قلوي ترابي.

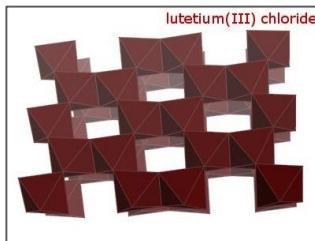
٤ - الخواص الكيميائية للوتينيوم

٤.١ - مركباته

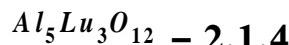
٤.١.١ - ثلاثي كلوريد اللوتينيوم

هو مركب كيميائي يتكون من الكلور واللوتينيوم، وهو عبارة عن بلورات استرطابية بيضاء عند تسخينها مع معدن الكالسيوم تنتج لنا معدن اللوتينيوم النقي وفق التفاعل التالي:





الشكل (1.19) بنية $LuCl_3$



يتم استخدامها كمادة الانكسار عالية في العدسات. كما يمكن استخدامها كمخدر مع السيريوم مظهرها المتلائِي يجعل منه مرشحاً لارتفاع طاقة الفوتون.

3.1.4 - ثلاثي أكسيد اللوتنيوم Lu_2O_3

هو عبارة عن مادة صلبة بيضاء، تستخدم أحياناً في إعداد النظارات الخاصة. ويسمى أيضاً *lutecia*، أو اللوتيسيا.

يستخدم في المواد الفائقة التوصيل وهي مادة خام مهمة لليزر البلورات. كما أن لديها استخدامات متخصصة في السيراميك والزجاج، وأشعة الليزر. كما يستخدم كمحفز في الكسir، الألكلة، والهدرجة البلمرة.

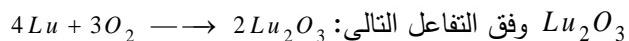
4.1.4 - مركبات أخرى

بنية البلورية	اسم المركب
	ثلاثي فلوريد اللوتنيوم LuF_3
	ثلاثي يوديد اللوتنيوم LuI_3
	ثلاثي كبريتيد اللوتنيوم Lu_2S_3

2.4 - تفاعله

1.2.4 - تفاعله مع الهواء

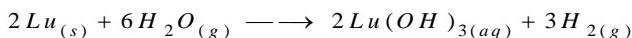
اللوتيتيوم يتشوه ببطء في الهواء ويخترق بسهولة لتشكيل ثلاثي أكسيد اللوتينيوم ذو الصيغة



2.2.4 - تفاعله مع الماء

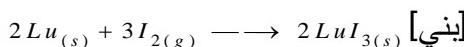
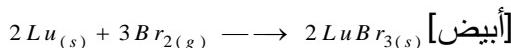
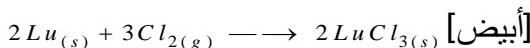
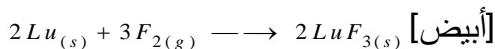
اللوتيتيوم يتفاعل ببطء مع الماء البارد وبسرعة مع الماء الساخن لتشكيل هيدروكسيد

اللوتيتيوم $Lu(OH)_3$ وغاز الهيدروجين H_2 وفق التفاعل التالي:



3.2.4 - تفاعله مع الهالوجينات

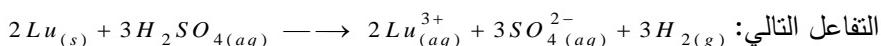
اللوتيتيوم يتفاعل مع كل الهالوجينات لتشكيل هاليداته، وفق التفاعلات التالية:



4.2.4 - تفاعله مع الأحماض

اللوتيتيوم يذوب بسهولة في حمض الكبريتيك لتشكيل محلائل تحتوي على أيونه الثلاثي وفق

التفاعل التالي:



5 - مجال استخدام اللوتينيوم

أ. يستخدم في سبائك المعادن كحافز في بعض العمليات.

ب. يتم استخدام جرانيت اللوتينيوم ألومنيوم ($Al_5Lu_3O_{12}$) كعدسة في الطباعة الحرارية المفخوسة ذات معامل الانكسار العالي.

ت. يستخدم كحافز في عمليات تكثير البترول في المصافي ويمكن أن يستخدم أيضاً في الأكلة، والهرجة، والبلمرة.

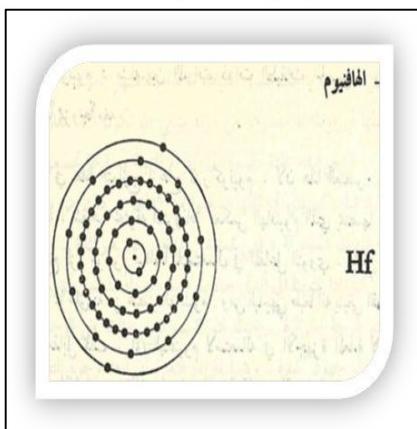
6 - تأثير الوتينيوم على الإنسان والبيئة

مثل الفلزات الأرضية النادرة الأخرى، ينظر للوتينيوم على أن له سمية منخفضة، ولكن يجب التعامل معه بحرص وخاصة مركباته، ولتراب الفلز خطورة من ناحية الاشتعال والانفجار، ولا يلعب الوتينيوم أي دور حيوي في جسم الإنسان ولكن يظن أنه يساعد في حث عملية الأيض

$^{178}_{72} Hf$ - عنصر الهافنيوم 20

التوزيع الإلكتروني

المظهر



خواص عامة لعنصر الهافنيوم

القيمة العددية	الخاصية
72	العدد الذري (Z)
178	العدد الكتلي (A)
178,49	الوزن الذري الغرامي (g)
1,67	نصف القطر الذري (A°)
13,1	الكتلة الحجمية (g/cm^3)
2222	درجة الانصهار (C°)
5400	درجة الغليان (C°)
0,654	طاقة التأين الأولى ($e.v/mol$)
-	طاقة الألفة الإلكترونية ($e.v$)
1,3	الكهروسليبية
0,03	الناقلية الكهربائية ($\Omega^{-1} \mu$)

1 - ما هو الهافيوم؟

الهافيوم فلز له خواص ميكانيكية ممتازة، ويتمتص النيترونات بشكل ممتاز ويعتبر أول عنصر يكتشف بأشعة X كما أنه يشبه كثيراً عنصر الزركنيوم في البنية الإلكترونية.

2 - اكتشافه وجوده في الطبيعة

اكتشف الهافيوم من قبل العالمين "ديرك كوشتر" و "جيورجي هفرسي" عام 1923م اشتق اسمه من مدينة كوبن هاغن باللاتينية **Hafnia**، يعتبر أول عنصر اكتشف بأشعة السينية. يوجد فلز الهافيوم مرافقاً للزركونيوم، ففي أي مكان يوجد الزركنيوم يوجد الهافيوم ولو بكميات قليلة، وهناك تشابه بين الفلزين الناتج عن البنية الإلكترونية وتساوي نصف قطريهما، لذلك فصلهما يحتاج إلى 500 عملية إذابة وتبلور، تعتمد جميعها على التباين الطفيف جداً في ذوبانية أملاح هذين العنصرين.

3 - طرق استخلاصه

تشكل كلوريدات الهافيوم والزركونيوم معقدات ثابتة جداً مع أوكسالات كلوريد الفوسفور $(POCl_3)_2$, $(HfCl_4)_3$, $(ZnCl_4)_3$, $(POCl_3)_2$ وهي ذات درجات غليان مختلفة، ويساعد هذا الاختلاف في فصل كلا الفلزين عن بعضهما.

إن الطريقة الأنجع لفصلهما عن بعضهما هي طريقة كروماتوغرافيا العمود، إذ بعد تمديد محاليل كلوريديهما في الميثanol اللامائي عبر عمود فصل كروماتوغرافي سليكافل السيليسي كحامل وطور سائل متحرك لحمض الهيدروكلوريك HCl (1.9 مولاري) مع الميثanol تحصل أولاً على فلز الزركنيوم ثم الهافيوم، لأنه أكثر امتزاجاً على الحامل من الزركنيوم، يسْتخلص بعد ذلك الهافيوم بواسطة محلول حمض الكبريتيك (7 مولاري).

4 - الخصائص الكيميائية للهافيوم

لا يجمع الهافيوم بسهولة مع الأكسجين في الهواء والماء، ولا يتفاعل مع الأحماض الضعيفة، من بين مركباته نذكر:

1.4 - أكسيد الهافيوم الرباعي

مركب كيميائي صيغته HfO_2 ، يكون على شكل بلورات بيضاء إلى زهرية اللون، يعد واحداً من أكثر المركبات ثباتاً وشيوعاً بالنسبة لعنصر الهافيوم، لا ينحل في الماء لكنه يتفاعل مع الأحماض القوية مثل: حمض الكبريتيك المركز، كما يتفاعل مع الأسس القوية لذا يعد من الأكسيد المذنبية،

ويتفاعل مع الكلور في درجات حرارة مرتفعة بوجود الغرافيت أو رباعي كلور الميثان ليعطي كلوريد الهافنيوم الرباعي.

2.4 - هاليدات الهافنيوم

يتفاعل الهافنيوم بالتسخين مع أحد الهالوجينات ويتشكل:



3.4 - كربيد الهافنيوم الرباعي

مركب كيميائي صيغته HfC ، يكون على شكل مسحوق رمادي، يمكن الحصول عليه من الاختزال الكربو حاري لأكسيد الهافنيوم باستخدام الغرافيت، لا ينحل كربيد الهافنيوم في الماء، يمتاز بصلادته وارتفاع درجة انصهاره.

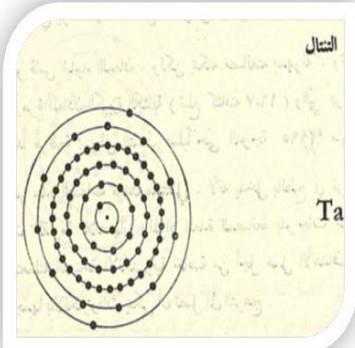
4.4 - تفاعله مع الكبريت

يتفاعل الهافنيوم مع الكبريت ليشكل ثاني كبريت الهافنيوم HfS_2 وفق المعادلة:



$^{181}_{73}Ta$ - عنصر التنتالوم

التوزيع الإلكتروني



المظهر



خواص عامة لعنصر التنتالوم

القيمة العددية	الخاصية
73	العدد الذري (Z)
181	العدد الكتلي (A)
180,94	الوزن الذري الغرامي (g)
1,49	نصف القطر الذري (A°)
16,6	الكتلة الحجمية (g/cm^3)
2996	درجة الانصهار (C°)
5425	درجة الغليان (C°)
0,761	طاقة التأين الأولى (e.v/mol)
-	طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)
1,5	الكهروسلبية
0,081	الناقلية الكهربائية ($\mu \Omega^{-1}$)

1 - ما هو التنتالوم؟

التنتالوم فلز قاس شديد اللمعان.

2 - اكتشافه وجوده في الطبيعة

اكتشف من قبل الكيميائي السويدي "أكبير" سنة 1802م، اشتق اسمه من اسم شخصية أسطورية يونانية (Tantalus) وهو ملك العذاب، دلالة على العذاب والمعاناة التي لاقاها مكتشف هذا العنصر.

يوجد فلزاً التنتالوم والنبيبيوم في الطبيعة معاً، والخام (الركاز) المشترك الذي يضمهما هو المعدنيوبنتال وتركيبه $Fe[(Nb,Ta)O_3]_2$ ، ويمكن أن تحل ذرة المنغنيز محل ذرة الحديد، وقد يوجد كلاً العنصرين في خام يحتوي التيتانيوم أو العناصر الأرضية النادرة، وتوجد هذه الخامات في المنطقة الاستوائية التي يعثر عليها خاصة في استراليا والبرازيل والزائير.

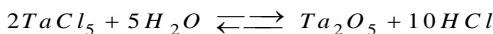
3 - طرق استحصل عليه

تكون عملية استخلاص التنتالوم وفصله عن فلز النبيبيوم صعبة للغاية إلا أن مبدأها يعتمد على تحويل العنصرين لأملاح الصوديوم الذائبة، وتبدأ العملية بالصهر المؤكسد للفلزات في وسط أساسي ثم إضافة الماء الساخن فتحصل على محلول يحتوي على أيونات نبيبات، تيتانات، تنجستات وموليبيدات في حين يبقى الحديد، المنغنيز والسليلكون مع المواد غير الذائبة، يفصل محلول الصودي ويعالج بحمض فتحصل على أحماض أو أكسيد Mo, Ti, W, Ta, Nb . يعالج المجموع العام بمحلول فلوريد البوتاسيوم (KF) بوسط من حمض هيدروفلوريك HF المركز، فينفصل مركب K_2NbOF_5 قليل الذوبان ويبقى مركب التنتالوم K_2TaF_7 ، ثم نقوم بفصل فلز التنتالوم من محلول تنتالات البوتاسيوم K_2TaF_7 بالتحليل الكهربائي.

4 - الخواص الكيميائية للتنتالوم

1.4 - أكسيد التنتالوم الخامس

من أهم الأكسيدات تحصل عليه من التأثير المباشر للأكسجين في الفلز بالتسخين أو نزع الماء من حمض الفلز الناتج من إماهة الكلوريد الخماسي للفلزوفوق التفاعل التالي:



ويتشكل أيضاً من حرق جميع مركبات الفلز في الأكسجين.

ويعتبر هذا الأكسيد بلا ماء حمض ضعيف يتفاعل مع كربونات الصوديوم المنصهرة وتعطي أورثونيوبيات الصوديوم:



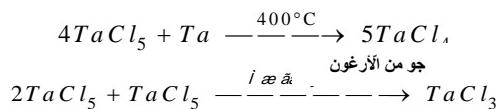
2.4 - هليدات التنتالوم

1.2.4 - كلوريداته

يعرف لفلز التنتالوم كلوريد خماسي $TaCl_5$ الذي نحصل عليه من التأثير المباشر لمركبات التنتالوم أو من معالجة أكسايديه بغاز الكلور Cl_2 والكربون، أو رابع كلوريد الكربون CCl_4 في وسط معتدل:



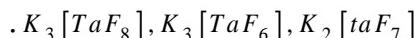
أما المركبات الكلورية الأخرى $TaCl_3$ و $TaCl_4$ ، ويمكن تحضيرها وفق المعادلات التالية:



جميع المركبات $TaCl_4$ و $TaCl_3$ قابلة للاختزال بالهيدروجين لتعطي فلز التنتالوم الحر.

2.2.4 - فلوريدات التنتالوم

يعطي فلز التنتالوم فلوريد خماسي TaF_5 ، كما يمكن تشكيل معقدات مهمة هي:



3.4 - كربيدات التنتالوم

يعرف للتنتالوم نوعان من الكربيدات: TaC , Ta_2C ، تلعب هذه الكربيدات دوراً مهماً في بعض أنواع الفولاذ الخاصة.

4.4 - نتريدات التنتالوم

يعرف نتريد واحد للتنتالوم وهو TaN .

5.4 - كبريتيدات التنتالوم

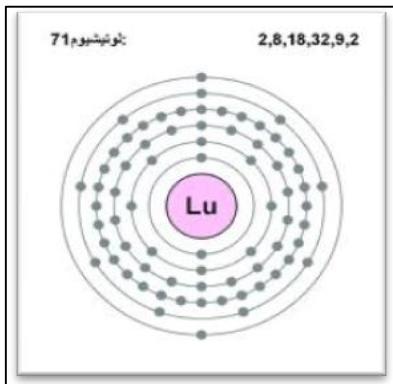
يعرف للتنتالوم الكبريتيد (TaS_2) الذي يحضر من تأثير كبريتيد الكربون CS_2 على أكسيد التنتالوم الخماسي Ta_2O_5 .

5 - مجال استعمال عنصر التتالوم

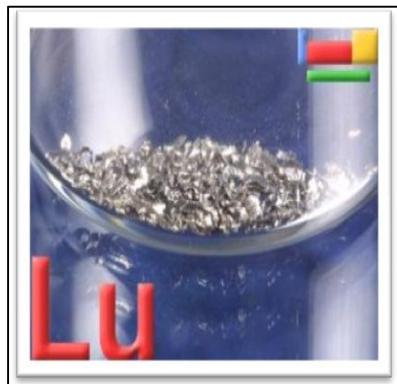
ستخدم التتالوم في الصناعة الكيميائية فهو يقاوم تأثير الأحماض ويثبت الكربون داخل الفولاذ ونظراً لدرجة انصهاره العالية فإنه يستخدم في الصناعات الإلكترونية. العيب الوحيد لهذا العنصر هو ثمنه المرتفع نتيجة لندرته، إن وفرة التتالوم في قشرة الأرض تقدر بغرامين في الطن.

$^{184}_{74}W$ 22 – عنصر التنغستن

التوزيع الإلكتروني



المظهر



خواص عامة لعنصر التنغستن

القيمة العددية	الخاصية
74	العدد الذري (Z)
183	العدد الكتلي (A)
183,85	الوزن الذري الغرامي (g)
1,41	نصف القطر الذري (A°)
19,3	الكتلة الحجمية (g/cm^3)
4000	درجة الانصهار (C°)
5930	درجة الغليان (C°)
0,77	طاقة التأين الأولى ($e.v/mol$)
-	طاقة الألفة الإلكترونية ($e.v$)
2,36	الكهربوسلبية
0,181	النافلية الكهربائية ($\mu \Omega^{-1}$)

١ - ما هو التنغستن؟

التنغستن فلز انتقالي، ذو لون رمادي، سهل القصف وصعب التطويق، ولكن يمكن التعامل معه بسهولة في حالات الصهر والتشكيل إذا كان نقى. ينتمي التنغستن النقى من بين جميع الفلزات بأعلى درجة انصهار وأعلى قوة شد، ولكنه يملك أخف ضعف معامل تمدد حراري وكذلك أخف ضعف ضغط بخار.

٢ - اكتشافه وجوده في الطبيعة

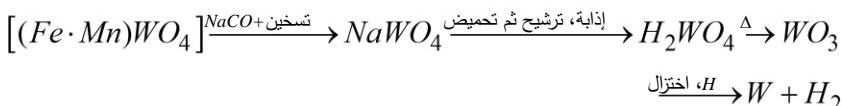
اكتشف التنغستن من قبل الأخوين "دون فوستو" و "دون دون دولهويار" عام 1783 م حيث نجحا في عزله بواسطة فحم الخشب وتلا سمعة مرموقة بسبب اكتشاف هذا العنصر، وكلمة تنغستن تعنى يالسويدية الحجر القليل، وكان يسمى قديماً (ولفرام) وهذا هو الأصل في اعتماد صيغته الكيميائية WO_3 .

يوجد التنغستن بنسبة $10^{-4} \%$ من القشرة الأرضية على شكل خام الشيليت ($CaWO_4$) وخام الولفراميت المكون من مركبين الأول الفيربريت ($TeWO_4$) والثاني الهوبيرنيت ($MnWO_4$).

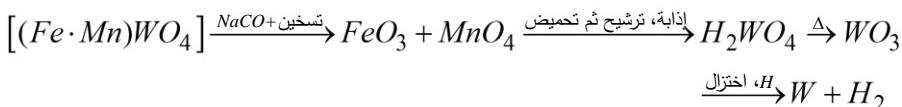
٣ - طرق استحصلاله

يحضر التنغستن بطريقتين: طرفة حمضية وأخرى أساسية حيث تستعمل في ذلك خام الولفراميت $[Fe \cdot Mn]WO_4$ ، تتحصل في كل من الطريقتين على أكسيد التنغستن السادس بالهيدروجين فتحصل على مسحوق معدن التنغستن.

١.٣ - الطريقة الحمضية



٢.٣ - الطريقة الأساسية



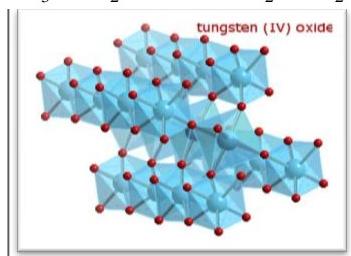
4 - الخواص الكيميائية للتنغستن

1.4 - مركباته

1.1.4 - أكسايداته

أ - ثانوي أكسيد التنغستن WO_2

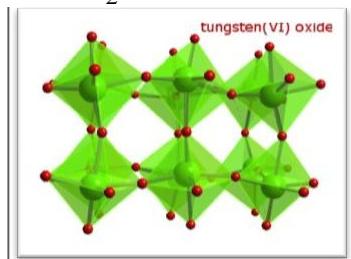
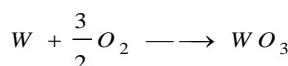
هو مركب رباعي التكافؤ صيغته WO_2 تتشكل وفق التفاعل التالي:



الشكل (1.22) بنية WO_2

ب - ثلاثي أكسيد التنغستن WO_3

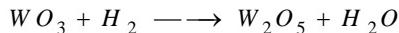
ينحد التنغستن مع الأكسجين بشكل نموذجي ليشكّل أكسيد التنغستن الأصفر WO_3 وفق التفاعل التالي:



الشكل (1.22) بنية WO_3

ج - خماسي أكسيد التنجستن W_2O_5

ينتج من التفاعل التالي:



2.1.4 - كربيداته

يعرف له الكربيدين (WC , W_2C) وينتجان عن تسخين مسحوق التنجستن مع الكربون ويعدان من أقوى الكربيدات، وبعد WC ناقلاً كهربائياً فعالاً، أما W_2C فهو أقل ناقلاً منه ويسلك كربيداً التنجستن سلوكاً مشابهاً لسلوك التنجستن الحر وهو مقاوماً للهجوم الكيميائي، في أنهما يتفاعلان بقوّة مع الكلور ليشكلاً سداسيّاً كلوريد التنجستن WCl_6 .

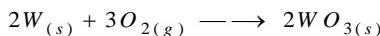
3.1.4 - مركبات أخرى

بنيته البلورية	اسم المركب
	ثنائي كبريتيد التنجستن WS_2
	هكسا كربونيل التنجستن $W(CO)_6$
	هكسا فلوريد التنجستن WF_6
	هكسا كلوريد التنجستن WCl_6
	ثلاثي كلوريد التنجستن $[W_6Cl_{12}]Cl_6$

2.4 - تفاعله

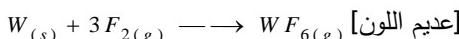
1.2.4 - تفاعله مع الهواء

في درجة حرارة الغرفة، التبغستان لا يتفاعل مع الأكسجين، إلا أنه عند التسخين فإنه يتفاعل معه لتشكيل ثلاثي أكسيد التبغستان وفق التفاعل التالي:

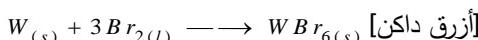
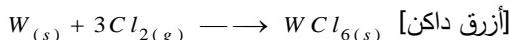


2.2.4 - تفاعله مع الالوجينات

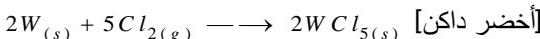
في الشروط العاديّة يتفاعل التبغستان مع الفلور لتكونيت سداسي فلوريد التبغستان وفق التفاعل التالي:



أما عند درجة الحرارة 250° م فإنّه يتفاعل مع الكلور والبروم ليشكّل على التوالي سداسي كلوريّد التبغستان وسداسي بروميد التبغستان وفق التفاعلات التالية:



وفي شروط معينة يمكن له أن يتفاعل مع الكلور لتشكيل خماسي كلوريّد التبغستان وفق التفاعل التالي:



5 - مجال استخدام التبغستان

أ. نظراً لحفظه على قوته في درجات حرارة عالية ونقطة انصهاره العالية، فهو يستخدم في العديد من التطبيقات مثل: فنايل مصابيح الإضاءة، أنابيب الإشعاع الكاتودي، أنابيب التفريغ، عناصر تجهيزات التدفئة وفوّهات محركات الصواريخ.

ب. يستخدم في الإلكترونيات كمادة توصيل في المداريات التكمالية بين مواد ثانوي أكسيد السيليكون العازلة والترانزستورات.

ت. نظراً لتماثل معامي التمدد الحراري للتبغستان والزجاج فهو يستخدم في تلحيم المعادن بالزجاج.

ث. تستخدم الخلاطات عالية الكثافة من التبغستان، النيكل، النحاس والحديد في صنع السهام ذات المواصفات العالية للحصول على تجهيزات قتالية ذات أقطار صغيرة وإحكام دقيق.

ج. يستخدم التبغستان في صناعة المجوهرات بدلاً من الذهب والبلاتين.

ح. تستخدم مركبات التبغستان كمحفزات كيميائية وصباغات لا عضوية مثل أكاسيد التبغستان، أما كربيد التبغستان يستخدم في تصنيع أدوات الحك، السكاكيين، ريش المثقب، المناشير وأدوات الخياطة في ورشات المعادن والأخشاب وفي مناجم النفط والبناء.

خ. يستخدم أكاسيد التبغستان في طلي السيراميك بطبقة لامعة، أما أملاحه فتستخدم في الصناعات الكيميائية والدجاجة.

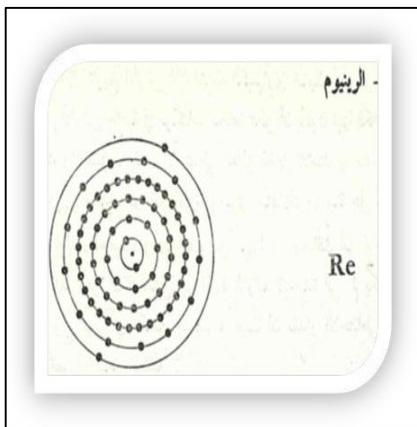
6 - تأثير التبغستان على البيئة

يعد التبغستان أقل عنصر معروف تستخدمه المتعظيات الحية، وهو معد أساساً لبعض البكتيريا، فعلى سبيل المثال: يستخدم في الإنزيمات المسماة خمائر (مؤكسدة - مرجع) بشكل مماثل لاستعمال الموليبدينوم، من خلال دخوله في معقد تبغستان - بتيرين (بيتين: هو مركب حلقي لا متجلانس لحلقة البرازين وحلقة البريميدين التي تتضمن كربونيل أكسجين ومجموعة أمينو).

تقوم الإنزيمات الحاوية على التبغستان بإرجاع الأحماض الكربوكسيلية الحرة إلى الدهيدات. لقد تمت دراسة التبغستان كمضاد للأثر البيولوجي للنحاس، فوجد أن المركب رباعي ثيو تبغستان يمكن أن يستخدم كمادة كيميائية لتعقيد النحاس بيولوجيا بدور مشابها لرباعي ثيو موليبيدات.

$^{186}_{75} Re$ - عنصر الرينيوم 23

التوزيع الإلكتروني



المظهر



خواص عامة لعنصر الرينيوم

القيمة العددية	الخاصية
75	العدد الذري (Z)
186	العدد الكتلي (A)
186,2	الوزن الذري الغرامي (g)
1,37	نصف القطر الذري (A°)
21,0	الكتلة الحجمية (g/cm^3)
3180	درجة الانصهار (C°)
5900	درجة الغليان (C°)
0,760	طاقة التأين الأولى (e.v/mol)
-	طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)
1,9	الكهروسلبية
0,051	الناقلية الكهربائية ($\mu \Omega^{-1}$)

١ - ما هو الرينيوم؟

الرينيوم فلز فضي اللون، ثقيل وصعب الانصهار، كما يمتاز بمقاومته العالية للكهرباء. إن الرينيوم النقي قابل للسحب والطرق، ويوصف من الفلزات المقاومة للتآكل لكنه يتآكسد ببطء بالحرارة إذا كان في جو من الأكسجين، لا يتآثر فلز الرينيوم بحمض HCl أو HF لكنه يتآثر ببطء بحمض الكبريتิก، وبهاجمه حمض التريك HNO_3 بعف مشكلاً حمض فوق الرينيوم ($HReO_4$).

يصبح فلز الرينيوم قاسيًا جداً عندما يتغلغل الهيدروجين في شبكته البلورية كما يصبح قليل التوصيل للكهرباء.

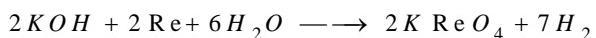
٢ - اكتشافه وجوده في الطبيعة

اكتشف من قبل العالمين "الترنوداك" و "ايراتايك" سنة 1925م، اشتقت اسمه من الكلمة الألمانية (Rhien) والتي تعني نهر الريان.

يوجد ممترجاً بخامات الموليبدين وخاصة خام الموليبنديت بنسبة لا يأس بها كما أن بعض الفلزات المعدنية في النرويج تحتوي 20 جزءاً بالمليون من معدن الرينيوم.

٣ - طرق استخلاصه

يمكن الحصول على فلز الرينيوم من اختزال رينات الأمونيوم $NH_4 ReO_4$ بالهيدروجين بدرجة حرارة 400°C ، كما يستخلص أيضاً بالأكسدة القوية لمركبات الرينيوم فتحصل على أيونات فوق الرينتات $[ReO_4^-]$ وبإضافة محلول KCl يرسب ملح فوق رينات البوتاسيوم $K ReO_4$ قليل الذوبان، وينتقل هذا الملح بالبلورة المتتابعة.



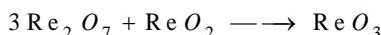
ينحل مسحوق الرينيوم بالماء للتخلص من هيدروكسيد البوتاسيوم، ويفضل اختزال فوق رينات الأمونيوم $NH_4 ReO_4$ عوضاً عن فوق رينات البوتاسيوم $K ReO_4$ لأن مسحوق الرينيوم الناتج عن فوق رينات الأمونيوم لا يحتاج لعملية الغسل.

4 - الخواص الكيميائية للرينيوم

1.4 - أكسيداته

1.4.1 - ثالث أكسيد الرينيوم ReO_3

في هذه الحالة تكون درجة أكسدة الرينيوم (+6)، نحصل على هذا الأكسيد من التفكك الحراري لمركب الإضافة $\text{ReO}_7[\text{C}_4\text{H}_8\text{O}_2]$ للأكسيد ReO_7 ، وشائي أوكسان $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}_2$ ، بتسخين أكسيد الرينيوم ReO_3 نحصل على أكسيدات الرينيوم ذوي درجات أكسدة مختلفة، وذلك على النحو التالي:



لأكسيد الرينيوم ReO_3 بنية مكعبية، وبنقائه مع الأسس الفلوية تتشكل أملاح الرينات M_2ReO_4 .

2.1.4 - أكسيد الرينيوم السباعي Re_2O_7

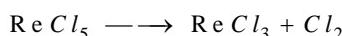
نحصل عليه من تسخين الرينيوم بالهواء أو في جو من الأكسجين أو بتسخين أكسيد الرينيوم الأخرى بدرجة 200°C.

يتتميز هذا الأكسيد بجسم صلب أصفر يختزل تحت درجة حرارة 300°C أو بالهيدروجين إلى ثاني أكسيد الرينيوم.

2.4 - هاليدات الرينيوم

1.2.4 - كلوريد الرينيوم الثلاثي ReCl_3

نحصل عليه من التفكك الحراري لكلوريد الرينيوم الخامس ReCl_5 :



2.2.4 - بروميد الرينيوم الثلاثي ReBr_3

نحصل عليه من تأثير البروم في معدن الرينيوم في درجة حرارة 300°C.

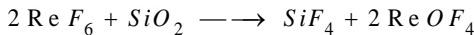


3.2.4 - فلوريد الرينيوم السادس ReF_6

الذي نحصل عليه من تأثير غاز الفلور على الرينيوم 120°C بدرجة ويتميشه على النحو التالي:



يؤثر فلوريد الرينيوم السادس في السليك بالشكل:



4.2.4 - فلوريد الرينيوم الرباعي ReF_4

الذي نحصل عليه من احتزال فلوريد الرينيوم السادس Re F_6 .

5.2.4 - كلوريد الرينيوم الخامس ReCl_5

نحصل عليه من تأثير غاز الكلور بالحرارة على الرينيوم.

3.4 - أحماض الرينيوم

يعتبر الحمض H Re O_4 وأملاحه من المركبات المهمة، ونحصل على الحمض HRSrO_4 من الأكسدة المباشرة لأكسيد الرينيوم الرباعي Re O_2 بغاز الكلور، فنحصل على ملعق الحمض في السائل.



يمتاز الحمض H Re O_4 بقوته إذ يؤثر في معدن الزنك والحديد والمغنتيوم وبطلق الهيروجين لكن هذا الحمض من المؤكسدات الضعيفة والمرجعات القوية.

4.4 - كبريتيد الرينيوم Re_2S_7

لا يعتبر كبريتيد الرينيوم من المركبات نصف المعدنية، وهو ذو رابطة تساهمية يتشكل عند غليان فوق رينات البوتاسيوم $K \text{Re O}_4$ مع كبريتات الصوديوم $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_7$ أو من تأثير غاز H_2S في محلول حمضي قوي لفوق الرينات وبعد التسخين في جو من النتروجين يعطي Re_2O_7 و.

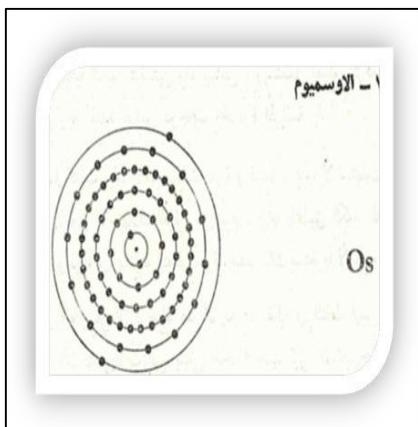
5 - مجال استعمال عنصر الرينيوم

إن أهم وأحدث مجال لاستعمال الرينيوم هو الوساطة (التحفيز) فقد تبين أن الرينيوم والعديد من سبانكه ومركباته وسانط ممتازة في عمليات مختلفة مثل: أكسدة النشادر وتحول الإثين إلى إيثان والحصول على الألدهيدات والكيتونات من الكحولات وعملية تكبير البترول.

يستعمل الرينيوم في صناعة مختلفة لا تتأثر بدرجة الحرارة والأحماض، وفي طلاء أسلاك التجستن التي تستعمل في المصابيح الكهربائية، الأنابيب الإلكترونية وأجهزة التفريغ الكهربائية، ولن يحتاج إلى كمية كبيرة من الرينيوم، إذ يكفي غرام واحد منه للغطية مئات الأمتار من أسلاك التجستن.

$^{190}_{76} Os$ 24 - عنصر الأوسميوم

التوزيع الإلكتروني



المظهر



خواص عامة لعنصر الأوسميوم

القيمة العددية	الخاصية
76	العدد الذري (Z)
190	العدد الكتلي (A)
190,2	الوزن الذري الغرامي (g)
1,35	نصف القطر الذري (A°)
22,6	الكتلة الحجمية (g/cm^3)
3000	درجة الانصهار (C°)
5500	درجة الغليان (C°)
0,84	طاقة التأين الأولى (e.v/mol)
-	طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)
2,2	الكهربائية
0,110	الناقلية الكهربائية ($\mu \Omega^{-1}$)

١ - ما هو الأوسميوم؟

الأوسميوم ينتمي إلى فصيلة الفلزات البلاتينية النبيلة، وهو فلز ذو لون فضي أبيض وقساوة عالية؛ ولهذا السبب هو صعب التشغيل، تقليل الوزن حيث يسجل رقماً قياسياً بين سكان الجدول الدوري في الكثافة.

يمتلك الأوسميوم صفات فيزيائية ملحوظة فهو عنصر أعلى قيمة لنقطة الانصهار والأقل من حيث ضغط التبخّر ضمن مجموعة البلاتين.

٢ - اكتشافه وجوده في الطبيعة

الأوسميوم كلمة يونانية تعني رائحة كريهة، اكتشف من قبل العالم "سميثن تينانت" عام 1803م، بنفس الطريقة التي وجد بها عنصر الإيريديوم، حيث كان الأوسميوم هو العنصر المتبقى بعد إذابة البلاتين في الماء الملكي، ويعتبر عنصراً نادراً جداً في القشرة الأرضية، تقدر نسبة بـ 0,05 ppm يوجد مع البلاتين في منطقة جبال الأورال، في أمريكا الشمالية والجنوبية، كندا وفي رمال شواطئ بعض الأنهر في روسيا.

٣ - طرق استحصلاله

تحصل على الأوسميوم من خامات البلاتين التي يمكن الحصول عليها كرواسب على الآتود في التقنية الإلكترونية للنيكل، تبدأ العملية بإزاللة الفلزات (البلاتين والذهب والرصاص) من الخام بمعالجته بالماء الملكي (HNO_3 , HCl 1:3) ويلي هذا تسخين الخام مع كربونات الرصاص ثم إضافة حمض التترريك لإذابة الفضة على هيئة نترات الفضة وتبقى بعد ذلك مادة صلبة غير قابلة للذوبان تحتوي على أربعة عناصر وهي: Ru , Os , Rh , Ir ويفصل الأوزميوم منها بعملية صهر ثم إذابة في الماء.

٤ - الخواص الكيميائية للأوسميوم

لا يتأثر الأوسميوم بالأحماض غير المؤكسدة أو بالماء الملكي، لكنه يتفاعل بصعوبة عند درجات الحرارة العالية مع الفلزات ومع العوامل المؤكسدة فمثلاً يمكن تحويل Os إلى OsO_4 بتأثير HNO_3 المركز، ويمكن إذابة Os بتعریضه لأبخرة مؤكسدة مثل: $KClO_3$ أو Na_2O_2 ، فيتحول إلى أوسمات $[OsO_2(OH)_4]^{2-}$ التي يمكن استخلاصها بالماء ثم تعالج بالكلور والتسخين لإنتاج أكسيد الأوسميوم OsO_4 يكون فيها الأوزميوم ثمانى التكافؤ.

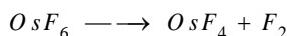
تصل درجة أكسدة الأوسميوم إلى (+8) وهي أكبر درجة أكسدة لعنصر في الجدول الدوري، ويتميز الأوسميوم بدرجة أكسدة (+4).

1.4 - هاليدات الأوسميوم

يعرف للأوزميوم أعلى هاليد في المجموعة وهو $OsCl_5$ أعلى مركب كلوريد وكذلك OsF_7 و OsI_3 يعتبران أعلى مركب بروميد وiodيد على التوالي.

1.1.4 - هاليدات الأوسميوم

مادة صفراء اللون يمكن الحصول عليها بتفاعل مباشر بين فلز الأوسميوم وغاز الفلور عند درجة الحرارة 600°م وضغط 400 جو، وفي ظروف عملية أخف من ذلك يتكون الهاليد OsF_6 ذو درجة انصهار منخفضة، والذي يتميز بعنف في الماء وينطلق F_2 كما في التفاعل الآتي:



5 - مجال استعمال عنصر الأوسميوم

أ. إن الميزة الأساسية للأوسميوم تكمن في قساوته العالية ولها يستخدم للحصول على سبائك تقاوم التلف إلى أقصى حد ممكن ونستفيد من هذه السبائك في صناعة رؤوس أقلام الحبر ذات الريش الذهبية، رؤوس عقارب البوصلة، محاور وركائز أجهزة القياس الدقيقة جداً وال ساعات، وتصنع منه النصال الحادة في أدوات الجراحة والأزراميل المخصصة لفتح عاج الفيل.

ب. يستعمل كمحفز في صناعة النشارد وفي تفاعلات هدرجة المواد العضوية. أهم مركبات الأوسميوم من الناحية العملية هو رابع أكسيد الأوسميوم حيث يلعب دور الوسيط أثناء اصطناع بعض العقاقير الطبية، يستعمل في الطب والبيولوجيا كمادة ملونة أثناء الفحص المجهرى لأنسجة الحيوان والنبات، كما يستعمل كدهان أسود للرسم والكتابة على الخزف.

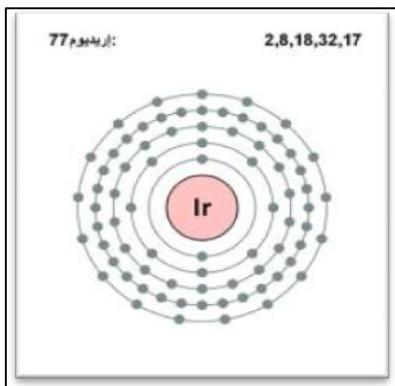
ث. يستعمل النظير Os^{187} في عمليات تاريخ الأرض والصخور النيزكية.

6 - تأثير الأوسميوم على الإنسان

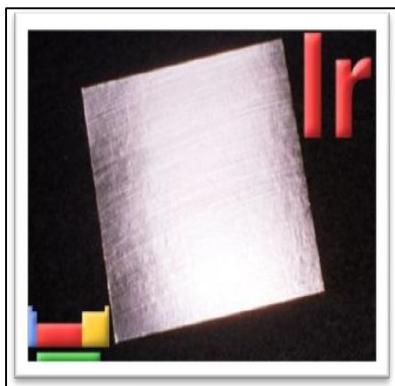
إن بلورات رابع أكسيد الأوسميوم ذات اللون الأصفر الباهت هي سم قوي يؤذى العين ويخرّب الجلد والغضّاء المخاطي

25 – عنصر الإيريديوم $^{129}_{77} Ir$

التوزيع الإلكتروني



المظهر



خواص عامة لعنصر الإيريديوم

القيمة العددية	الخاصية
77	العدد الذري (Z)
192	العدد الكتلي (A)
192,2	الوزن الذري الغرامي (g)
1,36	نصف القطر الذري (A°)
22,5	الكتلة الحجمية (g/cm^3)
2454	درجة الانصهار (C°)
5300	درجة الغليان (C°)
0,88	طاقة التأين الأولى ($e.v/mol$)
-	طاقة الألفة الإلكترونية ($e.v$)
2,2	الكهربوسلبية
0,189	النافلية الكهربائية ($\mu \Omega^{-1}$)

1 - ما هو الاريديوم؟

الإريديوم فلز أبيض اللون، نادر ويعد من أصلاب الفلزات، مقاوم للنفاكل والرطوبة، طبيعة هذا الفلز تجعله صامداً حتى أمام الأحماض القوية والماء في درجة حرارة اعتيادية أو في درجات حرارة مرتفعة ويتميز الإريديوم عن غيره من الفلزات بأنه قادر على المحافظة دوماً على خواصه مهماً تغيرت الظروف المحيطة به.

2 - اكتشافه وجوده في الطبيعة

اكتشف من قبل "سميث تينانت" عام 1803م في لندن وهو كلمة يونانية الأصل تعني ألوان الطيف، يوجد الإريديوم في رواسب الحصبة ضمن خام البلاتين وبشكل خاص حر على هيئة حبيبات، وأهم أماكن توفره: جنوب إفريقيا، أمريكا الشمالية والجنوبية واليابان.

3 - طرق استحصلائه

يتم الحصول على الإريديوم من معادن البلاتين بعد إذابة Pt , Pd , Au في الماء الملكي وإذابة Ag في صورة ملح النترات، وبعد ذلك تبقى مادة صلبة غير قابلة للذوبان في الماء، يتم صهرها مع Na_2O_2 ثم إضافة الماء إلى الناتج لإذابة الشوائب، يبقى IrO_2 مادة صلبة يمكن إذابتها في الماء الملكي، وتحويلها إلى معقد غير ذائب.

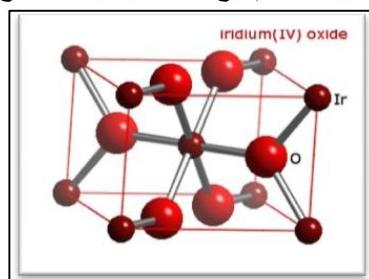
4 - الخواص الكيميائية لعنصر الإريديوم

1.4 - مركباته

1.1.4 - أكساسيده

أ - أكسيد الإريديوم الثاني IrO_2

وهو الأكسيد الوحيد المعروف لـ الإريديوم، يمكن الحصول عليه بتسخين المعدن في الأكسجين أو بإضافة محلول أساسى إلى $(IrO_2)^{2-}$ ثم نزع الماء من الراسب الناتج.



الشكل (1.25) بنية IrO_2

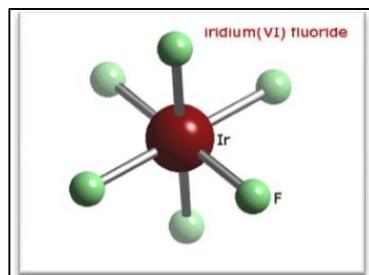
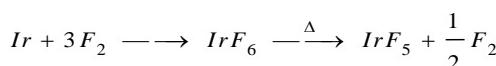
Ir_2O_3 ب - أكسيد الإريديوم الثلاثي

يمكن الحصول عليه بحرق الملح K_2IrCl_6 مع ملح Na_2CO_3 ، إلا أن هذا الأكسيد غالباً ما يكون غير نقي ويتأكسد بسرعة إلى أكسيد الإريديوم IrO_2

2.1.4 - هاليدات الإريديوم

أ - فلوريد الإريديوم السادس

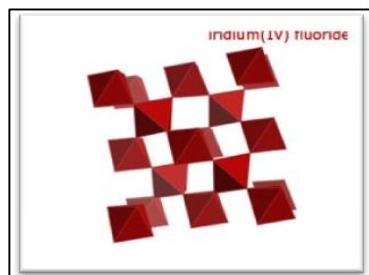
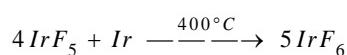
يوجد في حالة صلبة، يتميز بقابليته للتطاير وعدم الثبات الحراري، يمكن تحضيره مباشرة من الفلز بتفاعلـه مع غاز الفلور F_2 ، يؤدي التحلـل الحراري له إلى تكوين الفلورـيد IrF_3 وفق التفاعل التالي:



الشكل (2.25) بنية IrF_6

ب - فلوريد الإريديوم الرباعي

مركب أحمر اللون، يمكن تحضيره باختزال IrF_5 بكمية مناسبة من الإريديوم الأسود كما يلي:

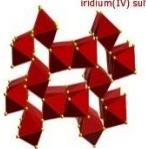
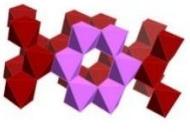
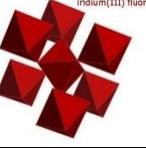


الشكل (3.25) بنية IrF_4

أما الهايليدات IrX_3 هي أكثر الهايليدات استقراراً، يمكن الحصول عليها في صورة لا مائية من تفاعل الاريديوم مع الهالوجين، تتميز هذه الهايليدات بضعف فعاليتها وعدم قابليتها للذوبان في الماء، يمكن الحصول على الهايليدين $IrCl_3$ و $IrBr_3$ بتسخين الفلز مع غاز Cl_2 أو Br_2 ، أما IrF_2 مع Ir .

عند إذابة الأكسيد Ir_2O_3 في حمض HCl ينتج كلوريد الاريديوم المائي $IrCl_3 \cdot 3H_2O$ القابل للذوبان في الماء ويعتبر هذا الملح نقطة البداية في تحضير الكثير من مركبات الاريديوم.

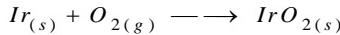
3.1.4 – مركبات أخرى

بنية البلورية	اسم المركب
 iridium(IV) sulfide	ثنائي كبريتيد الاريديوم IrS_2
 iridium(III) bromide	ثلاثي بروميد الاريديوم $IrBr_3$
 iridium(III) chloride	ثلاثي كلوريد الاريديوم $IrCl_3$
 iridium(III) fluoride	ثلاثي فلوريد الاريديوم IrF_3

2.4 - تفاعله

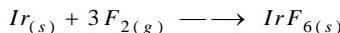
1.2.4 - تفاعله مع الهواء

لا يتفاعل الإرديوم مع الهواء في الضروف العادية، ولكن عند تسخينه مع الأكسجين فإنه يتفاعل معه وفق التفاعل التالي:

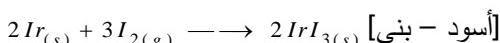
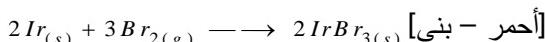
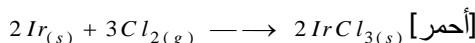
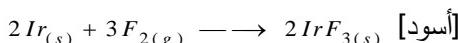


2.2.4 - تفاعله مع الهايوجينات

يتفاعل معدن الإرديوم مع غاز الفلور في الظروف العادية ليعطي IrF_6 ذو اللون الأصفر وفق التفاعل التالي:



كما يتفاعل مع كل الهايوجينات وتحت التجفيف ليعطي هاليدات الإرديوم وفق التفاعلات التالية:



5 - مجال استخدام الإرديوم

أ. يستعمل في الصناعة الكيميائية سواء بشكل حر أو في مركبات مع فلزات أخرى فالوسائل من الإرديوم والنحاس تساعد في الحصول على البروبيلين والأستيلين والميثان.

ب. يستعمل في صنع المخصصة لإجراء التجارب والتفاعلات مع الفلور ومركباته العدوانية. ت. تستعمل سباائك الإرديوم في صنع الحلي وأسنان أقلام الحبر ودعامات البوصلات الملاحية.

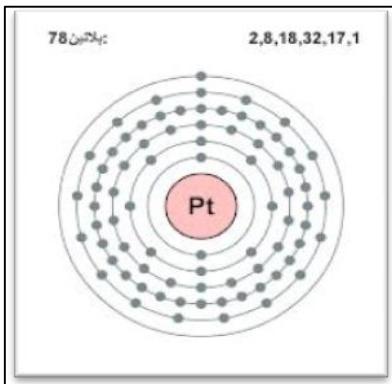
ث. صنع من الإرديوم المتر المعياري محفوظ في باريس منذ 1889م.

6 - تأثير الإرديوم على الإنسان

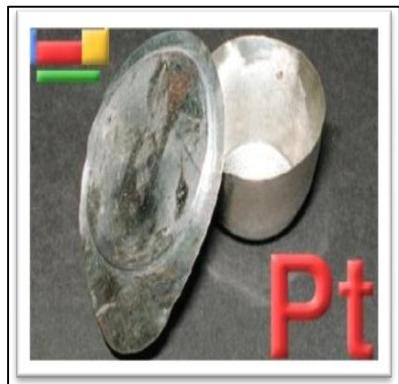
إن أملاح الإرديوم الذائبة قد تكون خطراً نوعاً ما على الإنسان أما نظائره المشعة منها ^{192}Ir الذي يصدر إشعاعات (غاما) عالية الطاقة يمكن أن تزيد من خطر الإصابة بالسرطان، وتسبب حروق خارجية والتسمم بالإشعاع والموت.

26 – عنصر البلاتين $^{195}_{78} Pt$

التوزيع الإلكتروني



المظهر



خواص عامة لعنصر البلاتين

القيمة العددية	الخاصية
78	العدد الذري (Z)
195	العدد الكتبي (A)
195,09	الوزن الذري الغرامي (g)
1,39	نصف القطر الذري (A°)
21,4	الكتلة الحجمية (g/cm^3)
1769	درجة الانصهار (C°)
4530	درجة الغليان (C°)
0,87	طاقة التأين الأولى ($e.v/mol$)
-	طاقة الألفة الإلكترونية ($e.v$)
2,28	الكهربائية
0,095	النافلية الكهربائية ($\mu \Omega^{-1}$)

١ - ما هو البلاتين؟

يكون البلاتين النقي ذا لون رمادي فضي، وهو فلز قوي لا يصدأ ولا يفقد بريقه عند تعرضه للهواء، لأنّه لا يتفاعل مع الأكسجين أو الكبريت الموجودين في الهواء. البلاتين فلز من قابل للسحب، يتمتع بخصائص مستقرة من الناحية الكهربائية وبثبات تجاه المواد الكيميائية، لا يتأثر بدرجات الحرارة المختلفة، كما يعتبر أغلى من الذهب إذ قد تصل قيمته على حوالي ضعف قيمة الذهب.

٢ - اكتشافه وجوده في الطبيعة

اكتُشف من قبل العالم "ليام وود" سنة 1741م، وكلمة بلاتين ذات أصل إسباني (platine) وتعني الفضة، يعدّ البلاتين نادر الوجود يبلغ تركيزه 0,003 جزء من المليون جزء في القشرة الأرضية، وقد يحدث عدم التمييز بينه وبين الفضة في كثير من الأحيان. غالباً ما يوجد البلاتين بشكل حر غير مرتبط كيميائياً، ويكون مختلطاً مع الإرديوم على هيئة إرديوم البلاتين (Pt)، كما يوجد البلاتين في اغلب الأحيان في تربات ثانوية مختطاً مع معادن أخرى من مجموعة، لقد وجدت تربات ضخمة في جبال الأورال الروسية وهي قيد الاستئمار. توجد مجموعة معادن البلاتين في تربات النikel والنحاس على هيئة كبريتيد مثل: (Pd , Pt) ويشكل زرنيخيد البلاتين ($PtAs_2$) المصدر الأهم للبلاتين المرافق لفلزات النikel في تربات حوض سودابي في أونتاريو بكندا.

٣ - طرق استخلاصه

يوجد البلاتين الخام في تربات غروانية، أو مع فلزات أخرى ويتم عزله عن فلزات مجموعة واستخلاصه من الشوائب وفق طرائق عدة:

أ. بما أنّ البلاتين أشد كثافة بكثير من شوائبها، يمكن إزاحة الشوائب الأقل كثافة منه من خلال تطبيقها في حمام مائي.

ب. البلاتين غير قابل للمغناطة إلا أن النikel وال الحديد فلزان مغناطيسيان، وهذا ما يسمح بإزالتهما عن طريق تمرير مغناطيس كهربائي فوق الخليط.

ت. ونظراً لتمتع البلاتين بدرجة انصهار أعلى بكثير من درجة انصهار بقية الشوائب، فإنه بالإمكان حرقها وإزالتها بالصهر دون صهر البلاتين.

ث. وأخيراً الطريقة المثلث لتنقية البلاتين الخام الحاوي على البلاتين، الذهب والمعادن الأخرى من المجموعة البلاتينية، هي معالجته بالماء الملكي الذي ينحل فيه كل من البلاتين البلاديوم والذهب، في حين يبقى كل من الأوزيميوم، الإرديوم، الروتينيوم والروبيوم دون

انحلال، ثم يتم ترسيب الذهب بإضافة كلوريد الحديد وبعد فترة الذهب يتم ترسيب البلاتين بإضافة كلوريد الأمونيوم على هيئة كلوريد بلاتينات الأمونيوم $(NH_4)PtCl_3$ ، ويمكن تحويل هذا المركب الأخير إلى البلاتين الصافي من خلال تعريضه للحرارة.

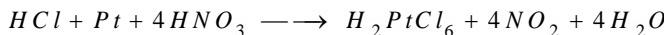
4 - طرق استحصلاله

1.4 - بعض مركبات البلاتين

بنية البلورية	اسم المركب
	ثلاثي بروميد البلاتين $PtBr_3$
	كبريتيد البلاتين PtS
	سداسي فلوريد البلاتين PtF_6
	ثنائي أكسيد البلاتين PtO_2
	ثنائي يوديد البلاتين PtI_2

2.4 - تفاعلات

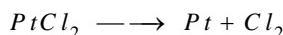
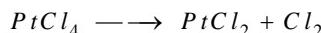
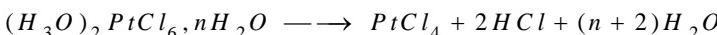
يتآكل البلاتين بوجود الهالوجينات، السيانيدات والمعادن الأساسية، لا ينحل البلاتين في حمض الهيدروكلوريك أو حمض الأزوت لوحدهما، وإنما ينحل في الماء الملكي مشكلاً حمض كلوريد البلاتين H_2PtCl_6 ، يتحد البلاتين مع الزرنيخ، الفوسفور والسيليكون بسهولة ويشكل أيضاً سبائك مع معظم الفلزات.



لهذا المركب H_2PtCl_6 ، تطبيقات عديدة في التصوير، الطلاء، الحفر على الزنك، المرايا والتحفيز.

إن معالجة هذا المركب مع ملح الأمونيوم، مثل: كلوريد الأمونيوم يعطي سداسي كلوريد بلاتينات الأمونيوم $(NH_4)_2PtCl_6$ غير قابل للانحلال في محليل الأمونيوم وأن تعريض هذا المركب الأخير للحرارة بوجود الهيدروجين يرجعه إلى عنصر البلاتين، وهكذا يمكن عزل البلاتين من فلزاته وإعادته بلوترته.

وعندما يسخن حمض سداسي كلوريد البلاتين فإنه يتفكك إلى كلوريد البلاتين $(+4)$ وكلوريد البلاتين $(+2)$ ليعطي البلاتين، وفق التفاعلات التالية:



إن التفاعلات الثلاث عكosaة وبعد سداسي فلوريد البلاتين مؤكسداً قوياً قادراً على أكسدة الأكسجين، كما يعرف أكسيد البلاتين الرباعي PtO_2 بحافر (آدمز) وهو عبارة عن مسحوق أسود ينحل في محليل هيدروكسيد البوتاسيوم KOH وفي الأحماض المركزة.

جرى تصنيع عدة مركبات لبروميد البلاتين، حيث يظهر البلاتين فيها درجات أكسدة سالبة تأخذ القيم (-1) و (-2) وذكر منها: $BaPt$, Ba_2Pt

5 - مجال استخدام البلاتين

- أ. إن الاستخدام الأكثر شيوعاً للبلاتين يمكن في التحفيز الكيميائي، إذ يستخدم في هذا المجال منذ بداية القرن الثامن عشر، عندما استعمل مسحوق البلاتين لتحفيز اشتعال الهيدروجين.
- ب. إن الاستخدام الأكثر أهمية في مجال السيارات هو المحول التحفيزي الذي يسمح بالاحتراق الكامل للتراكيز الضعيفة للمهيدروكربونات غير المحترقة للتحول إلى ثنائي أكسيد الكربون وبخار الماء.
- ت. يستخدم البلاتين في الصناعة النفطية كمحفز لعدد من عمليات الفصل، وخاصة تكسير السلسل النفطية المفتوحة بهدف جعل الوقود عالي الأوكتان، أي جعله غنياً بالمركيبات العضوية.
- ث. يستخدم PtO_2 المعروف بحافر آدمز كحافر هدرجة وبشكل خاص في حالة الزيوت البنائية، كما يمكن للبلاتين أن يحفز بقوه تفكك الماء الأكسجيني إلى ماء وغاز الأكسجين.
- ج. يدخل البلاتين في صناعة المجوهرات بشكل واسع لما يتمتع به من قوة وصلابة بالإضافة إلى عدم تأثيره بالماء المزيلة للبريق، وحمله الكيميائي كما يستعمل في صناعة ساعات اليد.
- ح. خ. استعمل قضيب مكون من مزيج (بلاتين / إريديوم) بنسبة (90/10) كمعيار للطول المترى منذ عام 1889م، وعرف بالقضيب المترى المعياري الدولي، في حين صنع القضيب المعياري الأسبق من البلاتين الخالص، كما أن الكيلوغرام المعياري الدولي الذي صنع كأسطوانة من المزيج نفسه عام 1879م ما زال حتى تاريخنا هذا.
- د. بسبب خصائص البلاتين الجيدة ومقاومته للتأكل، فهو يستخدم في تصنيع إلكترود الهيدروجين المعياري.
- ذ. يستخدم البلاتين في الخلاط المعدنية لصنع الأسلاك والأوعية المقاومة للتأكل المستعملة في المختبرات، كما يستخدم في صناعة أفضل الأدوات الجراحية وفي طب الأسنان، أما مركيباته تستعمل في علاج بعض حالات السرطان.

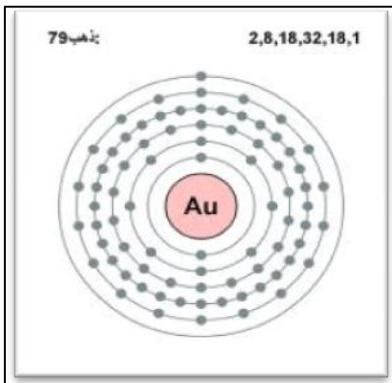
6 - تأثير البلاتين على الإنسان

أثبتت مراكز مراقبة الأمراض والوقاية منها أن التعرض لأملاح البلاتين ولو لمدة قصيرة، يمكن أن يسبب إثارة للعينين، الأنف والحنجرة، أما التعرض طويلاً للأمد فيمكن أن يسبب حساسية للمجاري التنفسية.

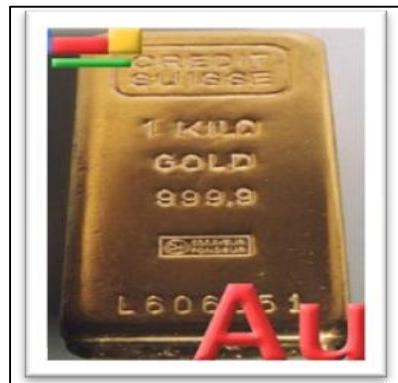
نظراً لاستخدام البلاتين ك وسيط في صناعة المطاط السيليكوني ومكونات أنماط عديدة من مراهم الزرارات الطبية (زراعة الثدي، الجراحات الترقيعية، الفقرات العظمية وصممات الأوعية الدموية) فهناك احتمال لتشكل جذور حرة من البلاتين ودخولها الجسم مسببة تأثيرات معاكسة تستحق الدراسة

$^{197}_{79} Au$ 27 – عنصر الذهب

التوزيع الإلكتروني



المظهر



خواص عامة لعنصر الذهب

القيمة العددية	الخاصية
79	العدد الذري (Z)
196	العدد الكتلي (A)
196,967	الوزن الذري الغرامي (g)
1,46	نصف القطر الذري (A°)
19,3	الكتلة الحجمية (g/cm^3)
1063	درجة الانصهار (C°)
2970	درجة الغليان (C°)
0,890	طاقة التأين الأولى ($e.v/mol$)
-	طاقة الألفة الإلكترونية ($e.v$)
2,5	الكهروسلبية
0,42	النافلية الكهربائية ($\Omega^{-1} \mu$)

١ - ما هو الذهب؟

الذهب فلز لين يتمتع بلمعان مميز، كثيف، ناقل للكهرباء وأكثر قابلية للتصفيح والسحب من بين جميع المعادن المعروفة إذ يمكن تصنيع صفيحة مساحتها متراً مربعاً باستعمال ١ غ من الذهب. يمكن للورقة الذهبية أن تصبح شفافة ويصبح الضوء العابر منها بلون أزرق مخضر، لأن الذهب يعكس بشدة اللوين الأصفر والأحمر.

٢ - اكتشافه ووجوده في الطبيعة

يعد الذهب من المعادن الثمينة اكتشف منذ القديم، يوجد في الطبيعة على هيئة حبيبات داخل الصخور وفي قياع الأنهر، أو على شكل عروق في باطن الأرض. غالباً ما يوجد مع فلزات أخرى كالنحاس والرصاص، اكتشفت أكبر كتلة له في أستراليا عام 1896م، وقد تواجد الذهب بكثرة عند الفراعنة، فكانوا يصنعون منه توابيت ملوكهم وعرابتهم، كما صنعوا منه قناعاً من أجمل الأقنعة التي عرفتها البشرية.

٣ - طرق استخلاصه

يجري استخلاص الذهب حديثاً بفصل الأذرية والغررين والشوائب الأخرى بواسطة تيارات مائية قوية تزيل الدقائق الرملية والغرينية، وتبقى الدقائق الذهبية في أماكنها نظراً لارتفاع كثافة الذهب، وقد استعمل الزئبق لإذابة الذهب دون الرمل والغررين، ثم يستخلص بتنقيط الأخير. هناك طرق كيميائية لاستخلاص الذهب كطريقة السيانيد، أو إذابة سبائكه الفضية في حامض الكبريتิก المركز، وتجري تنقية الذهب بحامض التترريك أولاً ثم التحليل الكهربائي.

٤ - الخواص الكيميائية للذهب

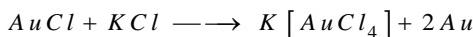
لا يتأثر الذهب بالهواء ولا بالغبار ولا بغاز الكواشف الأكالا، رغم ذلك فالذهب غير خامل كيميائياً، إذ أن الهايوجينات الحرة تؤثر فيه والماء الملكي يحلله من خلال تشكيل الكلور الغازي الذي يهاجم الذهب ويشكل أيون الذهب $AuCl_4^-$.

- ينحل الذهب في المحاليل الأساسية، سيانيد البوتاسيوم والزنبيك.
- يمكن إرجاع أيونات الذهب بسهولة في محاليله ترسبه على هيئة معدن، وذلك من خلال إضافة فلزات أخرى كعوامل إرجاع، وينكسد الفلز المضاف وينحل فيسمح باستبدال الذهب الموجود في محلول واستخدامه كراسب صلب.

1.4 - درجات الأكسدة

1.1.4 - درجة الأكسدة (+)

تتأكسد مركبات الذهب (حتى بأكسجين الهواء الجزيئي) متحولة إلى نواتج مستقرة للأيون Au^{3+} مثل:



2.1.4 - درجة الأكسدة (3+)

هذه الدرجة تميز الذهب بشكل خاص، كما أن دايا مغناطيسية مركبات الذهب الثلاثي تتوافق مع مشاركة المدارات $.5d, 6s, 6p$:

للشاردة Au^{3+} في تشكيل الروابط، ومن مركبات الذهب الثلاثي:

جدول يوضح ألوان مركبات الذهب ثلاثي التكافؤ:

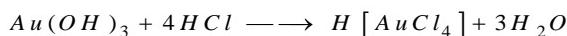
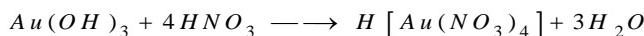
AuF_3 برتقالي	$AuBr_3$ بني غامق
$AuCl_3$ أحمر	Au_2O_3 بني مسود
Au_2S_3 أسود	$Au(OH)_3$ بني محمر

يعتبر $AuCl_3$ مركب أساسى في تحضير بقية مركبات الذهب والذي يحصل عليه بتفاعل مسحوق الذهب مع زيادة من Cl_2 عند $200^{\circ}C$.

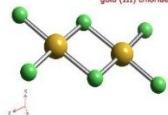
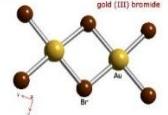
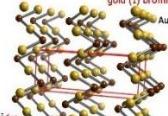
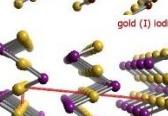
ينحل $Au(OH)_3$ بسهولة في الأسس مشكلا حسب المعادلة:



وينحل في الحموض معطيا:



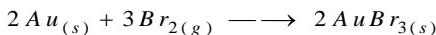
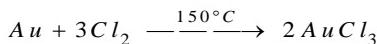
2.4 - بعض مركبات الذهب

بنية البلورية	اسم المركب
	$[AuCl_3]_2$
	$[AuBr_3]_2$
	AuBr بروميد الذهب
	AuI يوديد الذهب
	AuF_3 ثالث فلوريد الذهب

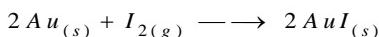
3.4 - تفاعله

1.3.4 - تفاعله مع الهالوجينات

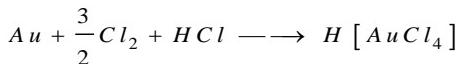
ينتقل الذهب من الكلور والبروم لتشكيل على الترتيب ثالثي كلوريد الذهب وثالثي بروميد الذهب، وفق التفاعلات التالية:



أما عند تفاعله مع اليود فإنه يعطي هاليد الأحادي وهو يوديد الذهب، وفق التفاعل التالي:

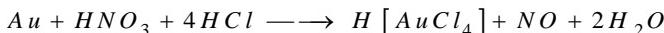


كما يمكنه التفاعل مع الكلور كذلك لتشكيل معقد من $H[AuCl_4]$ وفق التفاعل التالي:

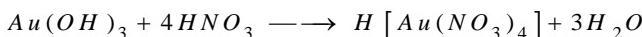
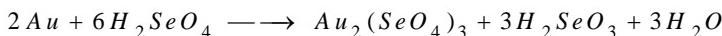


2.3.4 - تفاعله مع الأحماض

الذهب فلز انتقالي يمكنه تشكيل كاتيونات أحادية وثلاثية التكافؤ، أثناء اتحاده لا يمكن حل الذهب باستعمال أي حمض من الأحماض التالية منفرداً: حمض الكبريت، حمض الكلور، أو حمض النيتروجين، غير أنه استعمل الماء الملكي الذي يشكل بمزج حجم من حمض النتروجين المركز مع ثلاثة أحجام من حمض الكلور المركز، يؤدي هذا الأخير إلى حل الذهب وفق التفاعل التالي:



3.3.4 - تفاعله مع المحاليل الأساسية



5 - مجال استخدام الذهب

إن الخصائص الفريدة للذهب المتمثلة في ليونته وقابليته للسحب والتشكيل، ومقاومته للتآكل، جعلته مناسباً للكثير من الأغراض فهو يخلط مع فلاتر أخرى كالنحاس أو الفضة أو النikel للحصول على سبائك أكثر متانة، ومع البلاتين يدخل في صنع الألياف الصناعية نظراً لكونها مقاومة جداً لفصل المواد الكيميائية، إن الذهب هو المعدن المفضل في العديد من المجالات مثل:

1.5 - في مجواهرات الزينة

كثر استخدام الذهب في مجواهرات الزينة فيما يعرف بالذهب الأصفر، ويتم ذلك عن طريق خلط الذهب مع النحاس والفضة والخارصين بحسب متقاوتة ينتج عنه عيارات الذهب المتعددة، ويتم قياس درجة تقارة الذهب بالأجزاء (جزء من ألف) أو بالعيار حسب المقاييس الأمريكية، فمثلاً درجة التقارة 1000 تقابل العيار 24، ودرجة التقارة 875 تقابل العيار 21، بينما 750 تقابل العيار 18، وعموماً فإن اللون يميل إلى الشحوب كلما تم إنفصال رقم العيار أي نقصت كمية الذهب في السبيكة. أما الذهب الأبيض فهو ذهب ممزوج بالقصدير أو البلاديوم من أجل إكسابه اللون الأبيض ويستخدم الذهب الأبيض عادة لأطقم المجواهرات.

2.5 - في الطب

يستخدم في طب الأسنان نظراً لليونته ومقاومته للتآكل في الفم، كما يستخدم محلول الذهب في علاج الروماتيزم والتهابات العظام، يستخدم الذهب المشع (198) في علاج بعض أنواع السرطان.

3.5 - في الاستثمار

العديد من أصحاب الذهب تخزنه في شكل سبائك أو في شكل قطع نقدية كوسيلة للتحوط ضد التضخم أو اضطرابات اقتصادية أخرى. ومع ذلك، فإن بعض خبراء الاقتصاد لا يعتقدون أن الذهب بمثابة تحوط ضد التضخم أو انخفاض قيمة العملة.

4.5 - في الصناعة

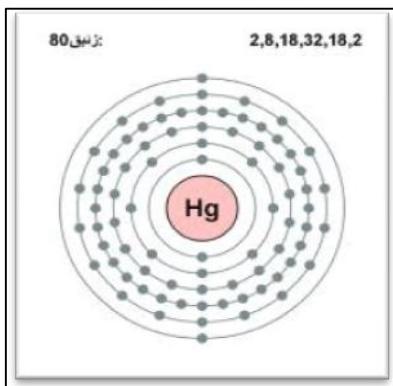
يستخدم الذهب كطبقة عاكسة على سطح بعض الأقراص المدمجة وكذلك كعاكس للإشعاعات الكهرومغناطيسية في مجال الضوء تحت الأحمر المرئي وأمواج الراديو. كما تستخدم أسلاك الذهب الدقيقة لوصل مكونات أنصاف النواقل، أما صفاته الشفافة في زجاج الطائرات لمنع تشكيل الجليد على النوافذ.

6 - تأثير الذهب على الإنسان

الذهب من الفلزات الشينية ولا توجد له آية آثار سلبية على صحة الإنسان أو سامة ما عدا ردود الفعل من حساسية الجلد.

28 – عنصر الزئبق

التوزيع الإلكتروني



المظهر



خواص عامة لعنصر الزئبق

القيمة العددية	الخاصية
80	العدد الذري (Z)
200	العدد الكتلي (A)
200,59	الوزن الذري الغرامي (g)
1,57	نصف القطر الذري (A°)
13,6	الكتلة الحجمية (g/cm^3)
38,4	درجة الانصهار (C°)
357	درجة الغليان (C°)
1,007	طاقة التأين الأولى ($e.v/mol$)
-	طاقة الألفة الإلكترونية ($e.v$)
2,0	الكهربوسلبية
0,011	النافلية الكهربائية ($\Omega^{-1} \mu$)

1 - ما هو الزئبق؟

الزئبق فلز ذو لون أبيض لامع مائل إلى الفضي، يكون سائلاً في درجة حرارة الغرفة، وإذا تم تسخينه ينتشر في الجو على شكل غاز عديم الرائحة واللون.

2 - اكتشافه وجوده في الطبيعة

عرف الزئبق منذ أربعة آلاف سنة تقريباً في كل من الصين والهند، وبعد ذلك تم التعرف عليه في الاكتشافات الأثرية بمصر والتي تعود إلى سنة 1500 ق.م. تقع أكبر ترسيبات الزئبق في كل من إسبانيا والجزائر.

3 - طرق استحصلاله

أ. يحضر الزئبق بواسطة تسخين كبريتيد الزئبق (HgS) في الهواء وثم تكثيف البخار الناتج، وفق التفاعل التالي:



ب. يمكن الكشف عن الزئبق بتسخين المادة المشتبه في احتوائها على الزئبق باستعمال كريونات الصوديوم اللامائة في وعاء رجالي صغير وفي حالة احتواء تلك المادة على الزئبق فإنه يتكتف على شكل قطرات كروية.

4 - الخواص الكيميائية للزئبق

الزئبق لا ينفك ولا يمكن إتلافه، يتحد مع عناصر أخرى ليشكل مركبات زئبقيّة لا عضوية يكون بعضها ذاتياً في الماء، كما يتحد مع الكريون لمؤلف مركبات عضوية مثل: مثيل الزئبق.

1.4 - مركباته

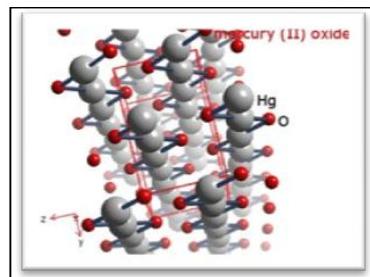
تنتمي مركبات الزئبق (+) التي تمت دراستها حتى الآن باحتوائها على ذرتين من الزئبق مرتبطتين ببعضها حيث تكون الصيغة العامة لهذه المركبات من الشكل (Hg_2A_2) عوضاً عن الصيغة البسيطة (HgA)، وقد دلت الدراسات على أن محليل الزئبق (+) تحتوي على هذا العنصر على شكل أيونات ثنائية الذرة (Hg^{+2}).

ودللت الدراسات بالأشعة السينية أن البنية البلورية للعديد من أملاح الزئبق (+) تحتوي على الأيونات (Hg^{2+}) حيث يكون طول الرابطة ($Hg - Hg$) ثابتاً بغض النظر عن نوعية الأيون السالب المرتبط به، وبالفعل فإن مركبات الزئبق (+) جميعها تتميز بмагناطيسية عكسية، الأمر

الذي يدل على أنها لا تحتوي على إلكترونات عازبة بينما يحتوي الأيون (Hg^{+}) على إلكtron عازب، مما يعطيه صفة المغناطيسية الطردية، ومن المركبات الشائعة للزئبق ما يلي:

1.1.4 - أكسيد الزئبق HgO

لهذا الأكسيد لونان أصفر أو أحمر حسب حجم دقائقه، الأصفر الذي حجم دقائقه أصغر وأقل ذوبانية في الماء من HgO الأحمر.



الشكل (1.28) بنية HgO

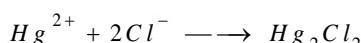
يحضر بعدة طرق، كالتفاعل المباشر بين الزئبق والأوكسجين في درجة حرارة تفوق $300^{\circ}C$ أو بإضافة أيون OH^- لمحاليل Hg^{2+} في الماء.

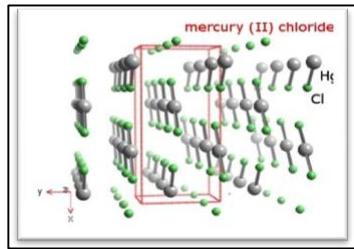
2.1.4 - هاليداته

يشكل الزئبق هالوجينات توافق الصيغتين HgX_2 أو Hg_2X_2 .

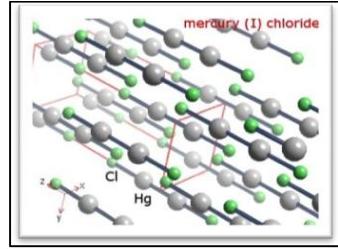
أ - كلوريد الزئبق (الكالوميل)

بعد الكالوميل من أهم هاليدات الزئبق (+1) نظراً لتطبيقاته العديدة في المختبر، الصناعة والطب، يحضر بعدة طرق نلخصها في التفاعلات التالية:



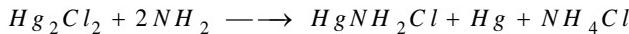


الشكل (3.28) بنية $HgCl_2$



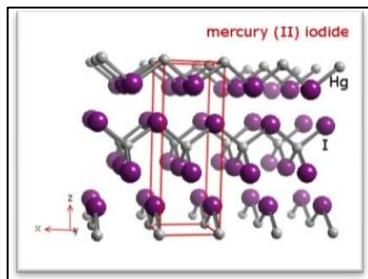
الشكل (2.28) بنية Hg_2Cl_2

يتفاعل الكالوميل مع الأمونيا ليتشكل راسب أسود مؤلف من الزئبق الحر وكلوريد أميد الزئبق .
 $HgNH_2Cl (+2)$

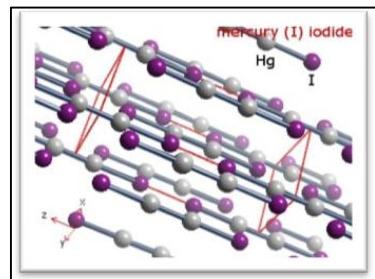


ب - إيديد الزئبق Hg_2I_2

هو مركب أصفر اللون في الحالة النقية، يسود بفعل الضوء متاحلاً إلى HgI_2 و Hg .
 معالجة إيديد الزئبق ببيوديد أساسى (مثل: KI) يتحول قسم منه إلى المعقد $[HgI_4]^{2-}$ ويترسب الزئبق الحر.



الشكل (5.28) بنية المعقد $[HgI_4]^{2-}$



الشكل (4.28) بنية Hg_2I_2

3.1.4 – معقداته

لا تعرف للزئبق أحادي التكافؤ إلا بعض المعقدات وذلك بسبب عدم ميل الأيون Hg_2^{2+} إلى تشكيل روابط تساندية ولسهولة احتزالية وتأكسده الذاتيين، ولسهولة تشكيل معقدات ثابتة للأيون Hg^{2+} مع RNH_2^- والأمينات CN^-

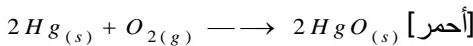
4.1.4 - مركبات أخرى

بنية البلورية	اسم المركب
	كبريتيد الزئبق HgS
	تيليريد الزئبق $HgTe$
	سيلنييد الزئبق $HgSe$
	ثنائي فلوريد الزئبق HgF_2
	ثنائي بروميد الزئبق Hg_2Br_2

2.4 - تفاعاته

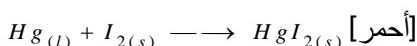
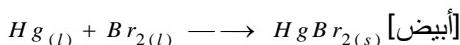
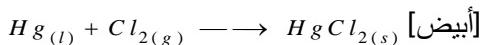
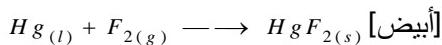
1.2.4 - تفاعل مع الهواء

يتفاعل الزئبق مع أكسجين الهواء في درجات الحرارة المرتفعة ليعطي أكسيد الزئبق وفق التفاعل التالي:



2.2.4 - تفاعل مع الالوجينات

يتتفاعل الزئبق مع كل الالوجينات ليعطي هاليدات الزئبق وفق التفاعلات التالية:



3.2.4 - تفاعله مع الأحماض

الزئبق لا يتفاعل مع الأحماض غير المؤكسدة، لكن يمكن أن يتفاعل مع حمض الكبريتิก المركز H_2SO_4 . كما بإمكانه أن ينحل في HNO_3 ليعطي نتрит الزئبق $(NO_3)_2$.

5 - مجال استخدام الزئبق

يدخل الزئبق ومركباته في العديد من الاستخدامات، حيث يستعمل في المجالات:

- أ. مجال الصناعة: مثل إنتاج مواد كغاز الكلور وصناعات الورق.
- ب. ب مجال الكهرباء: مثل إنتاج المصايبخ والبطاريات.
- ت. المجال العلمي والكيميائي: مثل صناعات الأصياغ، إنتاج المحاليل ومبيدات الفطريات.
- ث. المجال الصيدلاني: مثل صناعة بعض العقاقير.
- ج. المجال الطبي: مثل استعماله في صنع حشوات الأسنان.

وقد ثبت اليوم عدم صحة الكثير من طرق استخداماته التقليدية وخطورها على الصحة.

6 - تأثيراته

1.6 - تأثير الزئبق على الإنسان

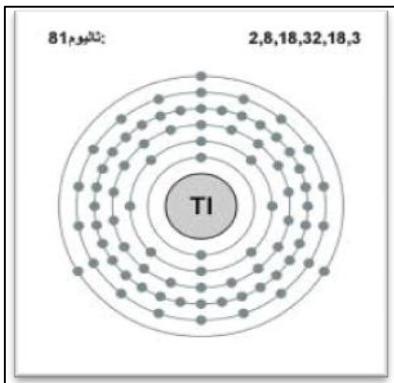
حتى الآن، لم يكتشف العلماء أن جسم الإنسان يحتاج لأي كمية من الزئبق، بل بالعكس فهو شديد السمية ويتراكم في الدماغ حيث قد يتسبب في تدمير الجهاز العصبي. لذلك ينصح بتجنب ملامسة الزئبق وحمله في اليد وكذلك ينصح بتجنب الاقتراب منه لتفادي استنشاق بخار الزئبق حيث غنه سريع التبخّر. ويقدر نصف العمر للزئبق في الدماغ بـ 230 يوماً وفي بقية الجسم 70 يوماً.

2.6 - تأثير الزئبق على البيئة

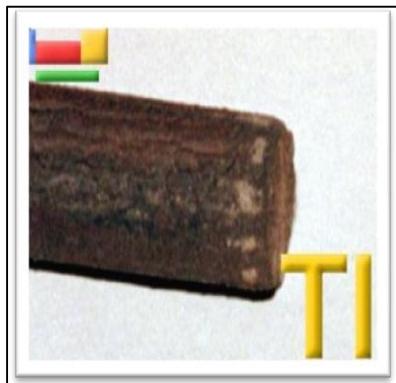
يشكل الزئبق أكبر ملوث لمياه المحيطات، البحار، الأنهر والبحيرات، والغريب في الأمر أن جزءاً كبيراً من هذا التلوث يأتي من الطبيعة نفسها وليس من المخلفات الصناعية. فسنويًا ينطرح ما يقدره بعض المختصين بين 4000 و10000 طن من الزئبق في البحار، 640% منها تقريباً طن من أسباب طبيعية مثل البراكين والنحت الطبيعي للصخور المتضمنة للزئبق، والباقي من المخلفات الصناعية وخصوصاً حرق القمامه واستهلاك الفحم الحجري وصنع الإسمنت. مثله مثل الماء، يت弟兄 الزئبق وينتشر مع الهواء وقد يسافر إلى أماكن بعيدة جداً لكنه في النهاية يترسب في البحار والبحيرات، وهنا تكمن المشكلة ذلك لأن الأسماك تمتلك هذا المعدن ليتخزن في جسمها. لذلك يجب الحذر عند استهلاك الأسماك ومعرفة من أين تم اصطيادها لتفادي الأماكن الملوثة، ربما مثل البحر الأبيض المتوسط والخليج العربي.

$^{201}_{81}Tl$ - عنصر التاليوم 29

التوزيع الإلكتروني



المظهر



خواص عامة لعنصر التاليوم

القيمة العددية	الخاصية
81	العدد الذري (Z)
204	العدد الكثي (A)
204,37	الوزن الذري الغرامي (g)
1,71	نصف القطر الذري (A°)
11,85	الكتلة الحجمية (g/cm^3)
303	درجة الانصهار (C°)
1475	درجة الغليان (C°)
0,589	طاقة التأين الأولى (e.v/mol)
-	طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)
1,62	الكهربوسلبية
0,055	الناقلية الكهربائية ($\mu \Omega^{-1}$)

١ - ما هو التاليوم؟

التاليوم معدن أبيض مزرك يشبه الرصاص في بعض مميزاته ولاسيما كثافته ودرجة انصهاره، وهو سُمّ شديد ومركباته من المواد السامة جداً حتى ولو أخذت بجرعات صغيرة، إذ يكفي غرام واحد منه لليسبب الموت.

٢ - اكتشافه وجوده في الطبيعة

اكتشف التاليوم من قبل العالم الإنجليزي "وليام كروكس" في عام 1861م، وذلك بعد تحليله للنفايات المتبقية من صناعة حمض الكبريتـك باستعمال التحليل الطيفي، أطلق عليه اسم التاليوم ويعني باللاتينية الغصن الأخضر الغض.

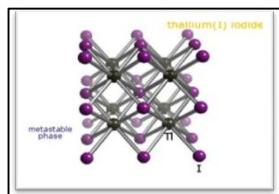
يوجد بنسبة 0,0003% في القشرة الأرضية، كما يوجد أيضاً في أجسام العديد من الحيوانات والنباتات التي تعيش على كوكبنا، فهو أكثر ما يوجد في قناديل البحر ونجمومه وغيرها من سكان مملكة أعماق البحار، يتمركز على اليابسة في النباتات التي تخزنه أثناء نشاطها الحيوي، ومنها الشمندر السكري الذي يستطيع جمع التاليوم من الأرض مهما كان تركيزه قليلاً فيها ثم يخزنـه في جسمـه.

٣ - طرق استحصلـالـه

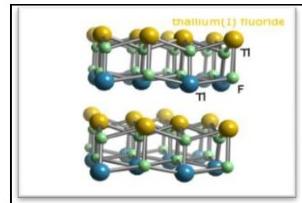
يوجد التاليوم بكميات ضئيلة مع فلزات أخرى، وعلى هذا الأساس يكون من المستحيل عملياً اقتـاءـه بطريقة كيميائية، ولكن يمكن تحقيق ذلك بفضل الحساسية العالية للطرق الطيفية، كما يحضر كنـاجـ ثـانـويـ أثناء إنتاج الرصاص والزنـكـ وعدد من العـناـصـرـ الأخرىـ.

٤ - الخواص الكيميائية للتاليوم

يعرف للتاليوم مركبات هالوجينية أحادي التكافـؤـ من بينـهاـ TlF و $TlBr$ و TlI ـ، لها استخدامـاتـ عـدـيدـةـ،ـ كماـ أنـ خـواصـهاـ تـتـغـيـرـ تـبعـاـ لـتـغـيـرـ ظـرـفـ الضـغـطـ وـدـرـجـةـ الـحرـارـةـ،ـ فـعـنـ الـظـرـوفـ العـادـيـةـ يـعـملـ هـالـيـدـ التـالـيـوـمـ أحـادـيـ التـكـافـؤـ (TlX)ـ كـعـازـلـ كـهـرـيـائـيـ وـلـكـنـ يـتـحـولـ إـلـىـ موـصـلـ لـلـكـهـرـيـاءــ.ـ عندـ الضـغـطـ العـالـيـ وـلـكـنـ يـقـلـ التـوـصـيلـ بـارـتفـاعـ درـجـةـ الـحرـارـةــ.ـ وجـدـيرـ بالـذـكـرـ أنـ ثـلـاثـيـ يـوـدـيـدـ التـالـيـوـمـ TlI_3 ـ لاـ يـعـدـ ثـلـاثـيـ التـكـافـؤــ فقدـ أـثـبـتـ الـدـرـاسـاتـ الـتـيـ أـجـرـيـتـ عـلـىـ هـذـهـ المـادـةـ أـنـ يـوـدـيـدـ أحـادـيـ التـكـافـؤــ لـأـنـهـ يـحـتـويـ عـلـىـ أـيـونـ ثـلـاثـيـ الـيـوـدـيـدـ I^{3-} ـ وـ هـوـ أـيـونـ أحـادـيـ التـكـافـؤــ،ـ يـتـكـونـ فـيـ مـحـلـولـ مـنـ خـلـيـطـ بـهـ Tl^{3+} ـ وـ I^- ـ حيثـ يـقـومـ Tl^{3+} ـ بـأـكـسـدـةـ أـيـونـ الـيـوـدـيـدـ I^- ــ.

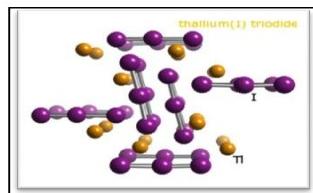


الشكل (2.29) بنية (2.29) بنية



الشكل (2.29) بنية (2.29) بنية

$TlII$



الشكل (3.29) بنية (3.29) بنية

1.4 - مركبات أخرى للتاليوم

اسم المركب	بنيته البلورية
Tl_2O أكسيد ثاني التاليوم	
Tl_2Br_4 رباعي بروميد ثاني التاليوم	
Tl_2O_3 ثلاثي أكسيد ثنائي التاليوم	
$TlCl$ كلوريد التاليوم	
TlF_3 ثلاثي فلوريد التاليوم	

5 - مجال استخدام التاليلوم

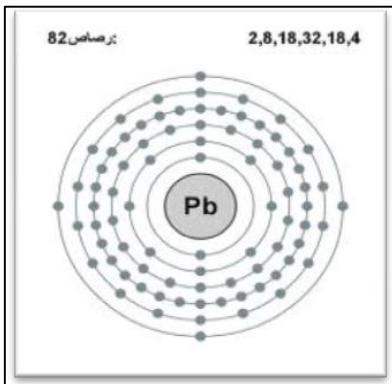
- أ. استخدم في أول مرة في ألمانيا لصناعة دواء سام ضد القوارض، الجرذان وبعض الحشرات.
- ب. يستخدم كوسيل فعال في العديد من التفاعلات العضوية (أكاسيده ومركباته). يشكل باتحاده مع الرصاص، القصدير والأنتموان مادة لا تتأثر بالأحماس تستعمل في تلبيس الأنابيب الموجودة تحت سطح الأرض.
- ث. هيدروكسى كبريتيد التاليلوم يغير من ناقليته الكهربائية تحت تأثير الضوء خاصة الأشعة تحت الحمراء، فصممت بناء على ذلك خلايا ضوئية استخدمت في أجهزة الإنذار المخصصة للعمل في الضباب الكثيف، وفي المصابيح الكاشفة التي تعمل على الأشعة تحت الحمراء التي ترشد الطيار إلى مكان الهبوط في المطار، وفي وحدات البحث ليلاً عن الأجسام التي تشع الحرارة وأجهزة قياس الإشعاع الصادر عن النجوم.
- ج. تدخل أملاح التاليلوم في تركيب أنواع خاصة من الزجاج الملون الذي يتصف بقرينة انكسار كبيرة.
- ح. تصنع من البلورات الأحادية لأملاح التاليلوم عدسات ومواشير تعمل في مجال الطيف تحت الأحمر والأجهزة العسكرية مناظير التحليل الطبيعي.
- خ. تستخدم أبخرة التاليلوم والأرغون في ملء المصابيح وأنابيب لوحات الإعلانات.

6 - تأثير التاليلوم في الإنسان

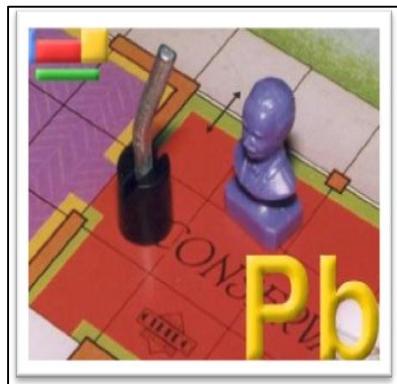
التاليلوم ومركباته غالباً ما يكون شديد السمية، إذ أن ملامسته للجلد تسبب الأمراض ولا بد من وجود تهوية كافية أثناء إذابة هذا المعدن. ومن أسباب سمية التاليلوم، حين تواجده في محلول مائي يكون على شكل شوارد أحادية التكافؤ، وتبدو مشابهة لكاتيونات الفلزات الأساسية القلوية خاصة البوتاسيوم، وعلى هذا يمكن دخوله إلى الجسم عن طريق مسارات امتصاص البوتاسيوم ويقوم بتعطيل عمليات خلوية كثيرة. تتجلّى أعراض التعرض إلى التاليلوم في اضطرابات معدية ومعوية خطيرة تبدأ بالغثيان، الإسهال والقيء، وبعد عام تقريباً تصاب العينين بالتهاب مما يؤدي إلى العمى الكلي وال دائم وانقطاع الطمث لدى المرأة واحتقاء الحيوانات المنوية لدى الرجل، وفي المرحلة الأخيرة من التسمم يتأثر الجهاز العصبي المركزي إذ يحدث انحطاط عام، غيبوبة، هذيان، تشنجات مختلفة، التهاب الأعصاب فرط الحساسية في مستوى الأطراف السفلية حتى يصبح المصاب لا يتحمل الغطاء الذي يغطي جسمه (لباسه)، وتنتهي هذه المرحلة بموت المصاب بالاختناق نتيجة الاضطرابات التنفسية.

$^{207}_{82} Pb$ - عنصر الرصاص 30

التوزيع الإلكتروني



المظهر



خواص عامة لعنصر الرصاص

القيمة العددية	الخاصية
82	العدد الذري (Z)
207	العدد الكتلي (A)
207,19	الوزن الذري الغرامي (g)
1,75	نصف القطر الذري (A°)
11,4	الكتلة الحجمية (g/cm^3)
327,4	درجة الانصهار (C°)
1725	درجة الغليان (C°)
0,716	طاقة التأين الأولى ($e.v/mol$)
-	طاقة الألفة الإلكترونية ($e.v$)
1,82	الكهروسلبية
0,046	النافلية الكهربائية ($\mu \Omega^{-1}$)

1 - ما هو الرصاص؟

هو فلز ناعم الملمس (لين) من لونه رمادي، قابل للسحب والطرق، موصل رديء للحرارة والكهرباء و مقاوم للتآكل، وعند تسخينه برفق يتتحول إلى تقوب أو قوالب حلقية ويعتبر أول الفحازات التي صهرها الإنسان، فالمواسيير الرصاصية التي صنعها الرومان ما زالت تستخدم حتى وقتنا الحالي.

2 - اكتشافه وجوده في الطبيعة

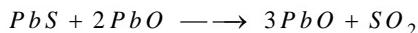
يوجد الرصاص في الطبيعة داخل الصخور، التربة، النباتات والحيوانات، ويوجد بشكل نمطي مشتركا مع عناصر أخرى في صيغة أملاح رصاص ينحل بعضها في الماء. تختلف كميات الرصاص في الطبقات السطحية بشكل كبير، ويمكن أن تكون أعلى بكثير تبعا للأنشطة البشرية.

3 - طرق استحصلاله

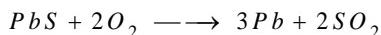
يحضر الرصاص من الغاليينا PbS بعد فصل المواد الترابية بعده طرق ذكر منها:

1.3 - طريقة الاختزال الذاتي

تسخن الغاليينا في فرن عاكس بدرجة حرارة 500°C و 600°C ، بتمرير تيار من الهواء الساخن عليها، فتحتحول جزئيا إلى أكسيد وكبريتات الرصاص وفق التفاعل التالي:



وفي المرحلة الثانية ترفع درجة حرارة المزيج في جو خال من الهواء فيتحرر الرصاص من الغاليينا المتبقية ومن أكسيده وكبريتاته وفق التفاعلين:



2.3 - يحضر الرصاص بتسخين الغاليينا مع الحديد في فرن الرصاص

وفقاً للتفاعل التالي :



3.3 - يستخرج الرصاص من الغاليينا حسب طريقة التحليل الكهربائي حيث

يتتحرر الرصاص من الكاتود والكبريت على الأنود.

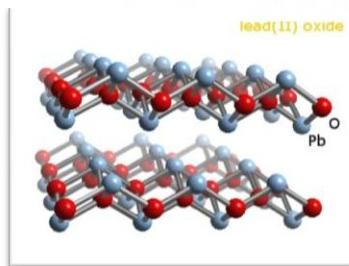
4 - الخواص الكيميائية للرصاص

1.4 - مركباته

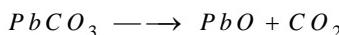
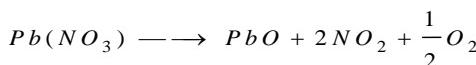
1.1.4 - أكسيداته

أ - أكسيد الرصاص (PbO)

يحضر بتمرير تيار من الهواء غير مصهر الرصاص وهيدروكسيد الصوديوم، كما يمكن تحضيره بالنفثيك الحراري لنترات الرصاص أو كربونات الرصاص.



الشكل (1.30) بنية PbO

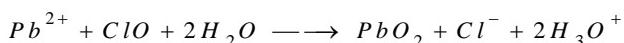
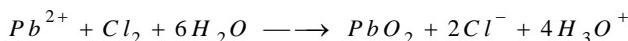


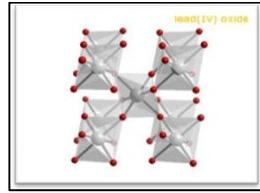
يعرف لأكسيد الرصاص حالتين بلوريتين وهما:

- أكسيد الرصاص الأصفر الذي يتبلور حسب نظام المعين Rhombic.
- أكسيد الرصاص الأحمر يتبلور حسب النظام الرباعي Tetragonal ويتم التحول من حالة إلى أخرى في الدرجة 488°C ، كل منهما ضعيف الاتحلال في الماء.

ب - ثاني أكسيد الرصاص (PbO_2)

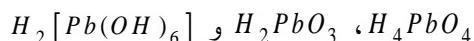
يحضر بأكسدة أملاح الرصاص بطريقة التحليل الكهربائي أو بتأثير الكلور أو البروم أو أملاح الكلوريت في وسط قاعدي:



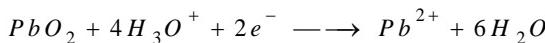


الشكل (2.30) بنية PbO_2

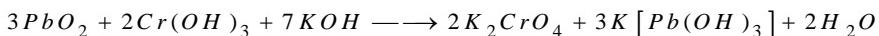
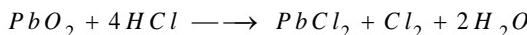
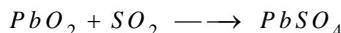
يتفاعل ثاني أكسيد الرصاص PbO_2 مع الأكاسيد ذات الصفة الأساسية مشكلاً أملاحه تحتوي على أيونات من نوع PbO_4^{4-} و PbO_3^{2-} و $[Pb(OH)_6]^{2-}$ التي تتوافق الأحماض التالية:



يعتبر ثاني أكسيد الرصاص مؤكسداً قوياً في الأوساط الحمضية.



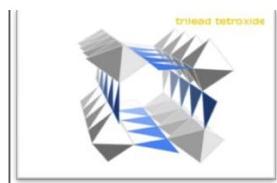
لذلك يؤكسد PbO_2 الكثير من المواد.



يستعمل مسحوق ثاني أكسيد الرصاص الممزوج بالكربون والفسفور الأحمر في صنع أعواد النقاب.

ج - رباعي أكسيد ثلاثي الرصاص (Pb_3O_4) : (أكسيد الرصاص الأحمر)

ينتج بتسخين أكسيد الرصاص PbO في الهواء بالدرجة 500°C ، الذي يعد كناتج لاتحاد ثاني أكسيد ثلائي الرصاص Pb_2O_3 مع أكسيد الرصاص PbO . لا ينحل الأكسيد Pb_3O_4 في الماء، لكنه ينحل في مصهور نترات البوتاسيوم، يتقاكل هذا الأكسيد بتسخينه في الدرجة 400°C ، وفي الفراغ يحرر الأكسجين.



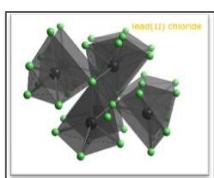
الشكل (3.30) بنية Pb_3O_4

ويحدث هذا التفكك نفسه في الهواء بدءاً من الدرجة 550°م التي يكون فيها الضغط الجزيئي للأكسجين 0,2 جو.

يتفاعل الأكسيد Pb_3O_4 الممدد مكوناً ثالثي أكسيد الرصاص ونترات الرصاص ذي درجة اكسدة (+2)، وتبين خواص الأكسيد أنه ليس مجرد مزيج من الأكسيدين PbO_2 و PbO ، إنما يمكن اعتباره كملح رصاصات الرصاص $[Pb_2[PbO_4]]$.

2.1.4 - هاليداته

تحضر الهاليدات بتأثير PbX_2 بتأثير الحمض الموافق HX على أحد مركبات الرصاص (+2) فمثلاً المركبان $PbCl_2$ و PbF_2 ، المبينان في الصورتين المواليتين:



الشكل (5.30)



الشكل (4.30) بنية PbF_2

بنية $PbCl_2$

بحضaran وفق التفاعلان التاليان:



3.1.4 - مركبات أخرى

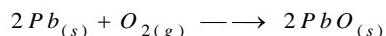
اسم المركب	بنيته البلورية
ثنائي يوديد الرصاص PbI_2	
ثنائي سيلينيد الرصاص $PbSe$	

بنيته البلورية	اسم المركب
	ثنائي كبريتيد الرصاص PbS
	رباعي فلوريد الرصاص PbF_4

2.4 - تفاعلاته

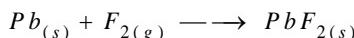
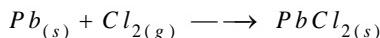
1.2.4 - تفاعله مع الهواء

سطح الرصاص المعدي محمي بطبقة من أكسиде، فهو لا يتفاعل مع الهواء. أما إذا قمنا بتسخينه في درجات 600°م إلى 800°م في وجود الأكسجين فهو يتفاعل معه وفق التفاعل التالي:



2.2.4 - تفاعله مع الالوجينات

في درجة حرارة الغرفة يتفاعل الرصاص مع الكلور والفلور لتشكيل هاليداته السامة وفق التفاعلات التالية:



5 - مجال استخدام الرصاص

لقد أستخدم الرصاص في تطبيقات متعددة منذ آلاف السنين، والاستخدام الرئيسي حالياً يتمثل في إنتاج عدة أنماط من البطاريات ويستعمل في:

- أ. إنتاج الذخائر الحربية ومنتجات معدنية (صفائح ولحام وأنابيب) وتجهيزات طبية (واقيات الإشعاع ومعدات خارجية)، وكذلك الدهانات والخزف المزوج والتجهيزات العلمية.
- ب. يستخدم في صناعة الزجاج شديد الدقة في الليزرات وفي التجهيزات البصرية الأخرى.
- ت. يستعمل الرصاص في تغليف السطوح المنزلية (على شكل أوراق) وفي مجال الصناعة الكيميائية كمقاوم للتأكل.

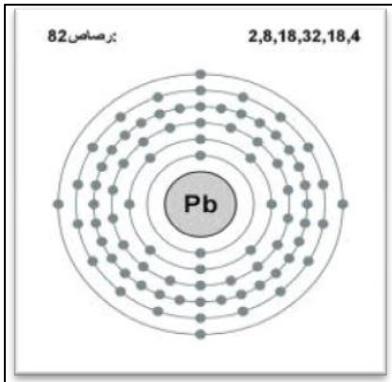
نظراً لكون الرصاص من العناصر الثقيلة غير المشعة فيستعمل لكبح الإشعاعات النووية وأمتصاصها. أما فيما يخص مركباته التي ذكر منها رباعي أثيل الرصاص ورباعي ميثيل الرصاص استخدمت لسنوات عديدة في البنزين بغية رفع رقم الأوكتان فيه.

6 - تأثير الرصاص على الإنسان

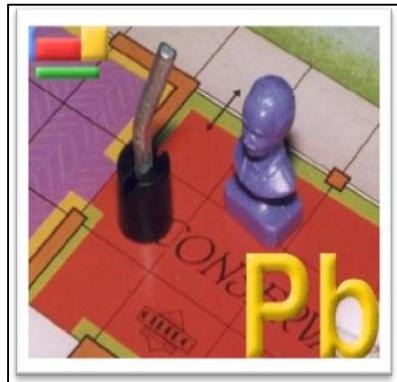
بالنظر إلى الانتشار الواسع للرصاص في البيئة فهو يدخل الجسم عن طريق استنشاق الهواء، شرب الماء وتناول الطعام، فتتوسط جسيماته في الرئتين وعادة ما تخرج الجسيمات المتوضعة في الجزء العلوي من الرئتين عن طريق السعال، أما المتوضعة عميقاً في الرئتين فتحل سامة للرصاص بالدخول إلى مجرى الدم، ويشار إلى أنه لدى البالغين يغادر الجسم أثناء الطرح 99% من الرصاص الداخل إلى مجرى الدم، أما ما تبقى فإنه يخزن في العظام والأسنان، وبالنسبة للأطفال فإن حوالي 70% من الرصاص سيفي في الجسم ليختزن بشكل رئيسي في العظام.

$^{209}_{83} Bi$ - عنصر البزموث 31

التوزيع الإلكتروني



المظهر



خواص عامة لعنصر البزموث

القيمة العددية	الخاصية
83	العدد الذري (Z)
208	العدد الكتبي (A)
208,98	الوزن الذري الغرامي (g)
1,7	نصف القطر الذري (Å)
9,8	الكتلة الحجمية (g/cm^3)
271,3	درجة الانصهار (C°)
1560	درجة الغليان (C°)
0,703	طاقة التأين الأولى ($e.v/mol$)
-	طاقة الألفة الإلكترونية ($e.v$)
2,02	الكهروسلبية
0,099	الناقلية الكهربائية ($\mu \Omega^{-1}$)

١ - ما هو البزموت؟

البزموت فلز لامع ذو لون أبيض مهمر، ناقل للكهرباء والحرارة، هش يمكن تحويله بسهولة إلى مسحوق، يكون في الحالة العادية على شكل جزيئات Bi_2 ، تزداد مقاومته الكهربائية تحت الحفل المغناطيسي وتتحفظ مرتين بعد انصهاره، ولكنها ترتفع فجأة أثناء تبریده، وبفضل بنيته البلورية الخاصة فهو يتعدد أثوابه تجمده بعكس الفلزات الأخرى وينجم عن هذا ظاهرة أخرى وهي تحوله بسهولة إلى حالة سائلة كلما ازداد الضغط.

٢ - اكتشافه وجوده في الطبيعة

اكتشف من قبل الفرنسي "كلاود جيو فراي" اشتقت اسمه من الألمانية Weisse masse، بمعنى كتلة بيضاء وهذا راجع إلى لونه.

٣ - طرق استحصلاله

يسخن الخام المحتوي على البزموت بالهواء في درجات حرارة منخفضة، ثم يختزل بالكريون، أما خامات الكبريتيد تحتزل بالحديد.

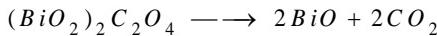
٤ - الخواص الكيميائية للبزموت

٤.١ - مركباته

٤.١.٤ - أكسيداته

أ - أحادي أكسيد البزموت BiO

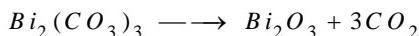
يتكون بتسخين أكسالات أساسية وفق التفاعل التالي:



يتتحول هذا الأكسيد إلى ثلاثي أكسيد ثانوي البزموت عند تسخينه في الهواء وفق التفاعل:



يوجد ثالث أكسيد ثانوي البزموت طبيعيا على هيئة مسحوق أصفر اللون، يتكون أيضا عند تسخين نترات البزموت أو كريونات البزموت عند حرارة عالية، وفق التفاعل التالي:



هذا الأخير في الأحماض وليس له أي خصائص حمضية.

ب - خماسي أكسيد ثانوي للبزموت

يحضر بأكسدة Bi_2O_3 بمؤكسد قوي مثل $NaOCl$ أو $KMnO_4$ في وسط أساسي أو بتفاعل أملاح البزمونات مع Bi_2O_3 ويتشكل HNO_3 مع هيدروكسيدات المعادن الأساسية المركزة $.Na_3BiO_3$ أو $NaBiO_4$.

2.1.4 - هاليدات البزموت

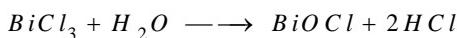
أ - أحدادي كلوريد البزموت

يتكون عند اتحاد البزمونات مباشرةً مع غاز الكلور لكنه سريعاً ما ينحل إلى البزمون وثالث كلوريد البزمون:

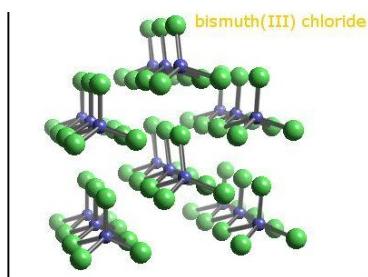
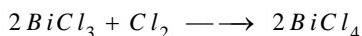


ب - ثالث كلوريد البزموت

يحضر بالتفاعل المباشر بين غاز الكلور والبزمون، يكون على هيئة سائل أصفر تتسامى منه عند تسخينه بعض البلورات التي تتصهر عند 223°C ، ويتحول ثالث كلوريد البزمون عند معاملته بالماء إلى أكسي كلوريد البزمون وفق التفاعل التالي:



كما يتفاعل ثالث كلوريد البزمون مع غاز الكلور مكوناً رابع كلوريد البزمون.



الشكل (1.31) بنية $BiCl_3$

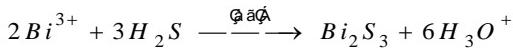
3.1.4 - مركباته مع الكبريت

أ - أحادي كبريتيد البزموت BiS

يتكون عند إمرار غاز كبريتيد الهيدروجين في محلول قلوي من ترترات البزموت والبوتاسيوم، وذلك في وجود كلوريد الصديروز.

ب - ثلاثي كبريتيد ثانوي البزموت Bi_2S_3

يحضر على شكل بلورات رمادية وذلك بصهر البزموت مع الكبريت، وكما يمكن تحضيره على شكل راسببني مسود وذلك بتمرير غاز كبريتيد الهيدروجين في محلول يحتوي على الأيونات Bi^{3+} وفق القاعول التالي:



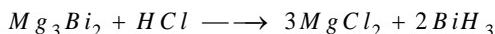
لا يذوب Bi_2S_3 بعكس كبريتيد الزرنيخ وكبريتيد الأثيوان في المحاليل المحتوية على الأيونات S^{2-} .



الشكل (2.31) بنية Bi_2S_3

4.1.4 - ثلاثي هيدريد البزموت BiH_3

يحضر بتأثير حمض HCl على أشباء من البزموت والمغنيزيوم:



5.1.4 - هيدروكسيد البزموت $Bi(OH)_3$

يحضر بتrosisبيه على شكل راسب أبيض وذلك بإضافة محلول هيدروكسيد معدن أساسي على محاليل أملاح البزموت، ويتحول بالتسخين في درجة حرارة تقدر بـ 100°C .

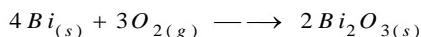
6.1.4 - مركبات أخرى

بنية البلورية	اسم المركب
	ثلاثي أكسيد ثانوي البزموت Bi_2O_3
	ثلاثي سيلينيد ثانوي البزموت Bi_2Se_3
	ثلاثي فلوريد البزموت BiF_3
	خماسي فلوريد البزموت BiF_5
	ثلاثي بروميد البزموت $BiBr_3$

2.4 - تفاعله

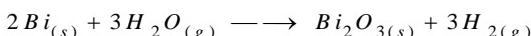
1.2.4 - تفاعله مع الهواء

عند التسخين يتفاعل البزموت مع الهواء لتشكيل ثلاثي أكسيد البزموت، ويصاحب هذا التفاعل شعلة بيضاء:



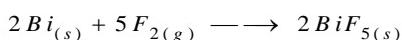
2.2.4 - تفاعله مع الماء

يمكن للبزموت كذلك أن يتفاعل مع الماء لتشكيل ثلاثي أكسيد البزموت وفق التفاعل التالي:

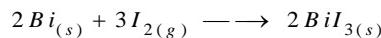
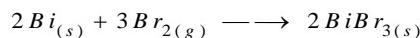
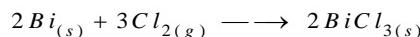
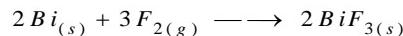


3.2.4 - تفاعله مع الالوجينات

البزموت يتفاعل مع الفلور لتشكيل خماسي فلوريد البزموت وفق التفاعل التالي:

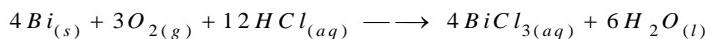


كما يمكن له أن يتفاعل مع كل الهالوجينات لتشكيل ثلاثي هاليد البزموت وفق التفاعلات التالية:



4.2.4 - تفاعل مع الأحماض

يتفاعل البزموت مع حمض الكبريتيك المركز أو حمض النتريك المركز وفي وجود حمض الهيدروكلوريك لتشكيل محليل تحتوي على أيون البزموت وفق التفاعل التالي:



5 - مجال استخدام البزموت

- أ. يستعمل في مجال الطب حيث دخل بشكل كبير في العديد من الأدوية، المراهم والمساحيق التي تستعمل كمواد مطهرة أثناء معالجة الأمراض الجلدية، أمراض جهاز الهضم والتئام الحروق والجروح.
- ب. يستعمل أيضاً في مجال الصناعة، فسيكة (ود) المعروفة أنها مزيج من البزموت، الرصاص، القصدير والكادميوم، تساعد على إحكام الزجاج بالمعدن، ويصنع من هذه السيكة المغناطيس وذلك بإضافة المنغنيز لها.
- ت. إن لمركبات البزموت مع التوليوم فائدة في صنع المولدات الكهربائية لتحويل الطاقة الحرارية إلى طاقة كهربائية، كما تضاف مركباته إلى الزجاج عندما يراد رفع قرينة إنكساره.
- ث. أما أملاح البزموت فهي تستعمل في صنع الدهانات الخاصة بإشارات المرور حيث تجعلها تلمع عندما يسقط عليها الضوء الصادر عن السيارات.
- ج. يستعمل البزموت في مجال الزينة منذ القدم في صناعة أصبغة الشعر ومواد التجميل فمثلاً أملاح البزموت يصنع منها أحمر الشفاه.

6 - تأثير البزموت في جسم الإنسان

فلز البزموث وأملاحه تسبب ضمور الكلى على الرغم من أن درجة الضمور هذه عادة لا تكون حادة،
لكن الجرعات الكبيرة منه مميتة.

ومن آثاره السامة:

- إحساس بعدم الإرتياح.

- نزول زلال أو مواد بروتينية في البول.

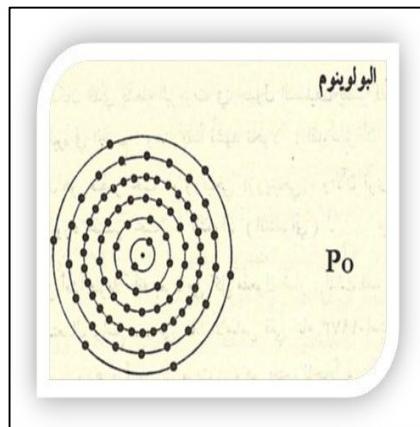
- الإسهال.

- إضطرابات الجلد وفي بعض الأحيان الالتهاب الحاد للطبقة الخارجية للجلد.

لا يعتبر البزموث من العوامل المسرطنة

$^{210}_{84} Po$ - عنصر البلونيوم 32

التوزيع الإلكتروني



خواص عامة لعنصر البلونيوم

القيمة العددية	الخاصية
84	العدد الذري (Z)
210	العدد الكتني (A)
210,0	الوزن الذري الغرامي (g)
1,76	نصف القطر الذري (A°)
9,2	الكتلة الحجمية (g/cm^3)
254	درجة الانصهار (C°)
-	درجة الغليان (C°)
0,812	طاقة التأين الأولى (e.v/mol)
-	طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)
2,0	الكهربوسلبية
0,020	النافلية الكهربائية ($\Omega^{-1} \mu$)

1 - ما هو البلونيوم؟

البلونيوم فلز متطاير نوعاً ما، مشعٌ، يعرف له أكثر من 25 نظيراً تتراوح كتلتها الذرية ما بين 192 و 218، أغلب هذه النظائر مشعٌ.

البلونيوم مصدر حراري لأدوات القدرة الكهربائية الحرارية من أجل التطبيقات الفضائية؛ فيكتفي أن نحيط كمية صغيرة من هذا الفلز بخلاف معدني كي يسخن هذا الأخير.

2 - اكتشافه وجوده في الطبيعة

اكتشف من قبل الزوجان "بيهار" و "ماري كيوري" في فرنسا، و منحت "ماري" اسم وطنها الأصلي بولندا (مسقط رأسها) اسمها لهذا العنصر، يوجد البلونيوم بكميات قليلة جداً في القشرة الأرضية، ملتقاً مع المعادن المحتوية على الراديوم.

3 - طرق استخلاصه

يحضر من قصف اليزموث بالنترونات، أو من انشطار الراديوم، كما يمكن تحضيره من المعالجة الكيميائية لخامات اليورانيوم.

4 - مجال استخدام عنصر البلونيوم

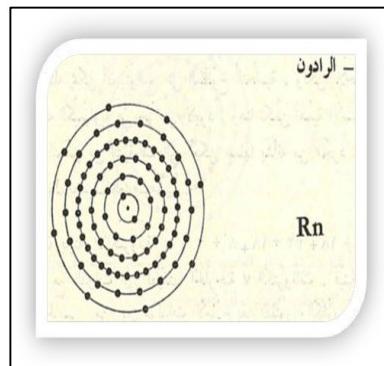
- أ. يستخدم البلونيوم بشكل أساسي في صناعة أدوات مصممة للتخلص من الكهرباء الساكنة.
- ب. يستخدم النظير -(210) في الفرش لازالة الغبار من الأفلام الفوتوغرافية وعدسات الكميرات.

5 - تأثير البلونيوم على الإنسان

لا يكون البلونيوم خطراً صحياً على الإنسان إلا في حالة دخوله إلى الجسم عن طريق بلع الأطعمة أو استنشاق الغبار المحتوي عليه.

$^{222}_{85} Rn$ – عنصر الرادون 33

التوزيع الإلكتروني



خواص عامة لعنصر الرادون

القيمة العددية	الخاصية
86	العدد الذري (Z)
222	العدد الكتلي (A)
222,01	الوزن الذري الغرامي (g)
1,2	نصف القطر الذري (A°)
9,72	الكتلة الحجمية (g/cm^3)
-71	درجة الانصهار (C°)
-61,8	درجة الغليان (C°)
1,037	طاقة التأين الأولى ($e.v/mol$)
-	طاقة الألفة الإلكترونية ($e.v$)
-	الكهروسلبية
-	الناقلية الكهربائية $(\Omega^{-1} \mu)$

١ - ما هو الرادون؟

الرادون غاز مشعّ عديم اللون، والطعم والرائحة، ويعد من مصادر الإشعاع الذري الطبيعي الذي يتولد في سلسلة تحلل اليورانيوم (238).

يتنمي الرادون إلى عائلة الغازات النبيلة فذراته نادراً ما تتفاعل، لذلك يمكنها أن تنتشر بحرية عبر كل المواد النفوذة للغازات لأنها خاملة كيميائياً.

لا يمكن الكشف عن غاز الرادون بالحواس البشرية، لذلك يعتمد في الكشف عنه بشكل رئيسي على كشف الأشعة المرافقة لفكه ونفكك ولدياته.

٢ - اكتشافه وجوده في الطبيعة

يتواجد الرادون بشكل طبيعي تقريباً في كل مكان، والمصدر الرئيسي للرادون 222 هو تربة الأرض وصخورها القريبة من السطح، حيث يشكل الرادون المتولد نتيجة التحلل الإشعاعي لليورانيوم 238 بنسبة 80% على الأقل من غاز الرادون.

المصدر الثاني هو المياه الجوفية، حيث تبين أن الرادون الناتج عن الماء يشكل مشكلة في الأبنية التي يستخدم فيها مياه الآبار بشكل مباشر، أما المصدر الثالث فيتمثل في مواد البناء المستخدمة في المساكن التي تطلق غاز الرادون نتيجة التحلل الإشعاعي للراديوم الذي تحتوي.

٣ - طرق استحصاله

يحضر من الانشطار النووي لعنصر الراديوم.

٤ - الخواص الكيميائية لعنصر الرادون

للرادون التركيب الإلكتروني $[Xe]4f^6 5d^10 6s^2 6p^6$ ، ذرات هذا العنصر ذات تركيب إلكتروني مكتمل وهذا يعني أنها مستقرة استقراراً تاماً، فهي غير ميالة للارتباط مع نفسها لتشكيل جزيئات ثنائية وحتى مع غيرها من العناصر، وإنما توجد بشكل ذرات منفصلة، لهذا دعي بالغاز الخامل.

٥ - مجال استخدام الرادون

هناك استخدامات عديدة لغاز الرادون، فقد سجل قياس الرادون نجاحات كبيرة في اكتشاف وتقدير خامات اليورانيوم والثوريوم، وأجريت دراسات لا يزال بعضها مستمرة لتحري إمكانية استخدام قياس الرادون في تحديد حدوث الزلزال والأنشطة البركانية، غير أنه لاتزال هناك صعوبات في هذا الطريق.

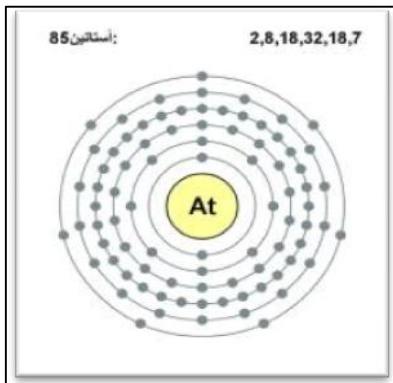
6 - تأثير الرادون على صحة الإنسان

تكمن الآثار الصحية للرادون في جسيمات ألفا الصادرة عنه وعن نواتج تفككه، حيث تمتلك هذه الجسيمات الطاقة الكافية لتخرق السعف الداخلي لخلايا الجسم وتخرها، هناك طريقتان يمكن للرادون ونواتج تفككه أن تدخل جسم الإنسان وهما التنفس والهضم، ويعتقد أن الهضم ليس خطراً حيث وجود الطعام في المعدة ولو بسمكية لا تتجاوز 1,5 mm يمكن أن يوقف معظم جسيمات ألفا الصادرة عن تفكك الرادون ولبياته، فهو إما أن ينتقل إلى الدورة الدموية أو يعود ويخرج من الرئة عن طريق الزفير، أما إذا استنشق الرادون فيدخل إلى الرئة وينفكك بداخلها فيؤديها.

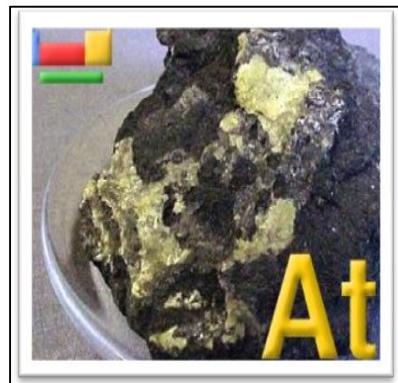
لقد ورد عن إحدى اللجان المكلفة بدراسة التأثير البيولوجي للأشعة المؤينة أن 10% من الإصابات السرطانية هي نتيجة غاز الرادون، وأكثر المنتضررين هم عمال المناجم إذ أن الهواء داخل المنجم غير بشكل كبير مما يزيد من تعلق نواتج تفكك الرادون ويغير من معامل التوازن كما يكون تنفس العمال خلال عملهم عميقاً مقارنة معه خارج المنجم

$^{210}_{85} At$ 34 – عنصر الأستاتين

التوزيع الإلكتروني



المظهر



خواص عامة لعنصر الأستاتين

القيمة العددية	الخاصية
85	العدد الذري (Z)
210	العدد الكتلي (A)
210	الوزن الذري الغرامي (g)
–	نصف القطر الذري (A°)
–	الكتلة الحجمية (g/cm^3)
302	درجة الانصهار (C°)
–	درجة الغليان (C°)
0,890	طاقة التأين الأولى ($e.v/mol$)
–	طاقة الألفة الإلكترونية ($e.v$)
2,2	الكهربوسلبية
–	النافلية الكهربائية ($\Omega^{-1} \mu$)

1 - ما هو الأستاتين؟

الأستاتين هو عنصر مشعّ وبعد انتقال عناصر زمرة الهالوجينات التي تتنمي إليه، وهو غير مستقر ويتفك كل نظائره الثلاثين إشعاعياً.

2 - اكتشافه وجوده في الطبيعة

تم تحضير الأستاتين لأول مرة عام 1940م، والذي قام بتحضيره هوديلر كورسون و ك. ر. ماكينزي وإميليو سيجري في مدينة بيركلي ب كاليفورنيا بالولايات المتحدة الأمريكية. ورغم وجود كمية قليلة من العنصر في اليورانيوم الخام فإن كل الأستاتين تقريباً يحضر صناعياً.

3 - طرق استخلاصه

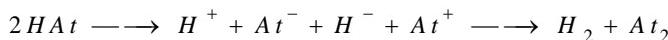
أنتج الأستاتين داخل سليكلوترون بقذف البزموت بجسيمات ألفا ذات طاقة عالية.

4 - الخواص الكيميائية للأستاتين

1.4 - مركباته

1.1.4 - هيدريد الأستاتين HAt

يعرف أيضاً بهيدروجين الأستاتين، يسلك هذا المركب سلوك مشابه جداً لهاليدات الهيدروجين. وبما أن ذراته لها كهرولبية متقاربة فهذا يؤدي إلى سهولة تفككه والخضوع لتفاعلات التالية:



2.1.4 - هاليداته

أ - أحادي بروميد الأستاتين AtBr

يتم إنتاجه عن طريق تفاعل البروم مع الأستاتين في محلول مائي من اليود وفق التفاعل التالي:



ب - أحادي يوديد الأستاتين AtI

يتم إنتاجه عن طريق تفاعل مباشر بين الأستاتين واليود وفق التفاعل التالي:



ج - أحادي كلوريد الأستاتين AtCl

يتم إنتاجها من قبل مجموعة من فوق الكرومات والكلور ولكن إلى حد الآن لم يتم الحصول على الـ AtCl كمركب نقى.

2.4 - تفاعله

1.2.4 - تفاعله مع الالوجينات

الأستاتين يتفاعل مع البروم واليود لتشكيل $AtBr$ (inter halogène) و AtI على التوالي، وكل منها تذوب في رابع كلوريد الكربون : CCl_4



2.2.4 - تفاعله مع الأحماض

الأستاتين يذوب في حمض النتريك المخفف HNO_3 أو حمض البيدروكلوريك المخفف HCl .

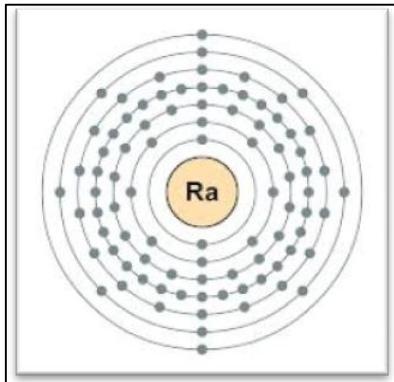
5 - تأثير العنصر على الإنسان

إن الأستاتين والمعروفة بعاقير تخفيف الكولستيrol تشكل خطر على صحة الإنسان:

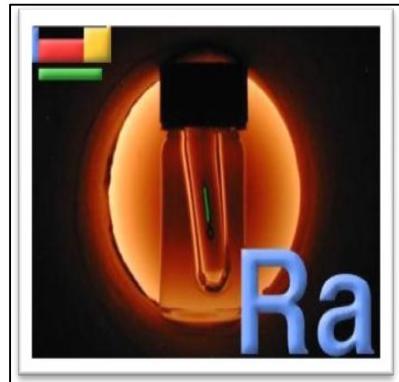
- أ. فهي تعمل على تقليل مستويات الطاقة عند الأشخاص الذين يتناولونه وذلك لما لها من تأثير سلبي على أنسجة العضلات (فهي تعمل على إفساد العضلات).
- ب. تحدث الإصابة بالسكتة الدماغية في حالة حدوث نزيف عميق بالمخ الذي يحدث عادة من ارتفاع ضغط الدم لفترات طويلة للأشخاص الذين يتناولونها.
- ت. وبالرغم من هذه المخاطر فإن له إيجابيات على صحة الإنسان: فهو يعمل على تقليل مخاطر الإصابة بسرطان البروستاتا

$^{226}_{88} Ra$ – عنصر الراديوم 35

التوزيع الإلكتروني



المظهر



خواص عامة لعنصر الراديوم

القيمة العددية	الخاصية
88	العدد الذري (Z)
226	العدد الكتلي (A)
226	الوزن الذري الغرامي (g)
–	نصف القطر الذري (A°)
5	الكتلة الحجمية (g/cm^3)
700	درجة الانصهار (C°)
–	درجة الغليان (C°)
0,509	طاقة التأين الأولى ($e.v/mol$)
–	طاقة الألفة الإلكترونية ($e.v$)
0,9	الكهروسلبية
–	النافلية الكهربائية ($\Omega^{-1} \mu$)

١ - ما هو الراديوم؟

الراديوم عنصر كيميائي مشع ذو لون أبيض نقي تقريباً وهو من المعادن القلوية الترابية، ولكنه يتأكسد بسهولة عند تعرضه للهواء، فيصبح أسود اللون. وينتج عن اضمحلاته الإشعاعي غاز الرادون.

٢ - اكتشافه وجوده في الطبيعة

اكتشفه الزوجان بيير وماري كوري في عام 1898م، حيث قامت ماري كوري وأندريه لويس دوبيرن بفصل الراديوم من خلال التحليل الكهربائي لكlorيد الراديوم في عام 1910م. منذ اكتشافه، أطلق على الراديوم عدة أسماء مثل الراديوم A والراديوم C_2 والعديد من العناصر الأخرى التي هي نتائج اضمحلال الراديوم.

في الطبيعة، تم العثور على الراديوم في خامات اليورانيوم بكميات ضئيلة، على الأقل يتم العثور على سبع غرامات للطن الواحد من اليورانيت (Uraninite).

٣ - طرق استخلاصه

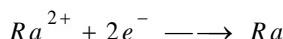
(أ) يتكون عنصر الراديوم، بشكل دائم في الطبيعة نتيجة للانحلال الإشعاعي لليورانيوم. فأثناء حدوث هذه الظاهرة، يبيث اليورانيوم 238، وهو أنقل نظير إشعاعي لليورانيوم، الإشعاع في شكل جسيمات ألفا، وجسيمات بينا، وأشعة جاما. ويتحول اليورانيوم 238، إلى اليورانيوم 234، والذي يتحول بدوره فيما بعد، إلى الثوريوم 230، وينحل هذا النظير الإشعاعي غير المستقر بدوره إلى الراديوم 226.

(ب) استخلاص معدن الراديوم من كلوريد الراديوم الربط:

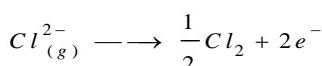
- ينقى الراديوم بالبلورة الجزئية من حامض الهيدروكلوريك المائي.
- يجفف $RaCl$ وينقى بالبلورة.

- تستخدم بلورات $RaCl$ النقيه ويستخدم القوس الكهربى فى التحليل لعزل العنصر المعدنى بالتحليل الكهربائي:

القطب السالب:



القطب الموجب:



التحليل الكهربائي يحل كلوريد الراديوم الصافي.

- باستخدام قطب زئبق سالب يملغم الراديوم بالزئبق بالتحليل الكهربائي بالتعطير في جو من الهيدروجين.

- يزال الزئبق بالتعطير، وينتج معدن الراديوم الصافي.

4 - الخواص الكيميائية للراديوم

1.4 - مركباته

مركباته جداً مشابهة لمركبات الباريوم إلى حد المطابقة، حتى يصعب العمل على التفريق بين العنصرين.

الشكل التجاري للراديوم هو أنه يباع على شكل:

- بروميد الراديوم $RaBr$.

- كلوريد الراديوم $RaCl$.

تُؤَنَّ مركباتها النيران بلون قرمزي وتحطى الطيف المميز للراديوم.

1.1.4 - ثانوي كلوريد الراديوم $RaCl_2$

هو أول مركب راديوم يعزل في صورة نقية، استخدمته ماري كوري عند فصلها للراديوم عن الباريوم. أول فصل لمعدن الراديوم كان عن طريق التحليل الكهربائي لمحول من كلوريد الراديوم باستخدام كاثود من الزئبق.

أ - تحضيره

يتم تحضير ثانوي كلوريد الراديوم عن طريق تسخين بروميد الراديوم في تيار من كلوريد الهيدروجين الجاف، أو عن طريق تجفيف كبريتات الراديوم بالهواء الجاف، ثم تسخين الكبريتات في تيار من كلوريد الهيدروجين.

ب - خصائصه

ثانوي كلوريد الراديوم مادة صلبة بيضاء عديمة اللون، لها بريق أخضر ذو زرقة خاصة عند تسخينه، يتغير لون كلوريد الراديوم تدريجياً مع القيمة إلى الأصفر.

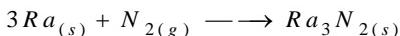
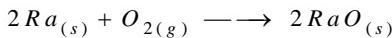
ج - استخداماته

مازال كلوريد الراديوم يستخدم في المراحل الأولية لفصل الراديوم عن الباريوم خلال استخراج الراديوم من البيتشبلاند، ورغم كميات المواد الضخمة المتعلقة بهذه العملية (أطنان من الخام لمليجرامات من الراديوم)، تفضل هذه الطريقة الأقل تكلفة (ولكنها الأقل فعالية) على الطرق القائمة على استخدام بروميد الراديوم أو كرومات الراديوم (التي تستخدم لمراحل لاحقة من عملية الفصل).

2.4 - تفاعله

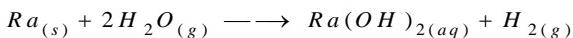
1.2.4 - تفاعله مع الهواء

يمكن للراديوم أن يحترق في الهواء مشكلاً مزيجاً من أكسيد الراديوم الأبيض RaO_2 ، نترید الراديوم Ra_3N_2 وفق التفاعلات التالية:



2.2.4 - تفاعله مع الماء

الراديوم يتفاعل بسهولة مع الماء لتكوين هيدروكسيد الراديوم وغاز الهيدروجين وفق التفاعل التالي:



5 - مجال استخدام الراديوم

- أ. تؤثر إشعاعات الراديوم على الأفلام الفوتوغرافية حتى لو عزلت بأوراق غير منفذة، كما أن لها القدرة على الإحتراق الخشب والصفائح الفلزية الرقيقة.
- ب. للراديوم ومركباته القدرة على إزالة شحنة الكشاف الكهربائي، والتاثير على عدد غایغر، فهو يؤين جزيئات الهواء بالقرب من قرص الكشاف.
- ت. لمركيبات الراديوم القدرة على التوهج عند خلطها مع غيرها من المركبات، فمثلاً عند خلط كمية قليلة من بروميد الراديوم وكبريتيد الزنك يتكون خليط يتوجه في الظلام كما توجه عقارب الساعة في الظلام.

6 - تأثيراته

1.6 - تأثيره على جسم الإنسان

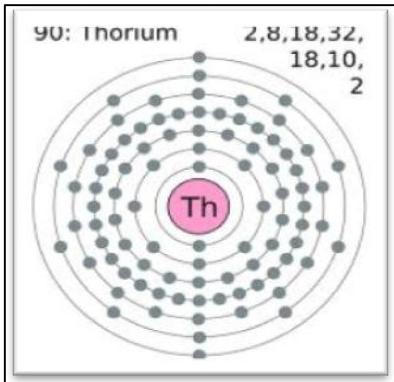
- تسبب أشعة الراديوم حروقاً على جلد من يعملون به تحتاج لفترة طويلة في الشفاء.
- يستخدم لعلاج أمراض الجلد والسرطان وهذا راجع إلى قدرته على الإضرار بأنسجة جسم الإنسان.

2.6 - تأثيره على البيئة

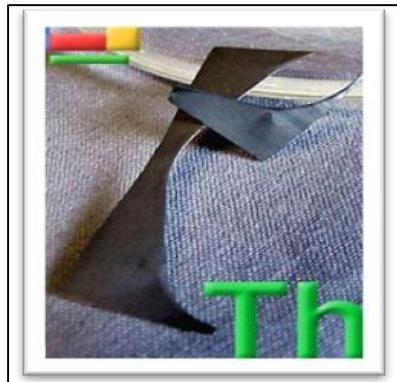
- لأشعة الراديوم القدرة على قتل أجنة البذور والبكتيريا وحتى الحيوانات الصغيرة.
- الراديوم ليس ضروريًا للكائنات الحية، ولكن تصبح له أضرار عندما يتم دمجه في العمليات البيوكيميائية (الكيميائية الحيوية) بسبب نشاطه الإشعاعي وتفاعلاته الكيميائية.

$^{232}_{90}Th$ - عنصر الثوريوم

التوزيع الإلكتروني



المظهر



خواص عامة لعنصر الثوريوم

القيمة العددية	الخاصية
90	العدد الذري (Z)
232	العدد الكتبي (A)
232,038	الوزن الذري الغرامي (g)
1,80	نصف القطر الذري (A°)
11,7	الكتلة الحجمية (g/cm^3)
1760	درجة الانصهار (C°)
3850	درجة الغليان (C°)
0,59	طاقة التأين الأولى ($e.v/mol$)
-	طاقة الألفة الإلكترونية ($e.v$)
1,3	الكهروسلبية
0,055	الناقلية الكهربائية ($\mu \Omega^{-1}$)

1 - ما هو الثوريوم؟

الثوريوم فلز أبيض أشهب طري نسبياً، يحافظ على لمعانه لشهر عديدة بينما عند وجود شوائب أكسيدية به فإن لمعانه يخبو في الهواء ويصبح رمادي ثم أخيراً يتحول إلى اللون الأسود.

2 - اكتشافه ووجوده في الطبيعة

تم اكتشاف الثوريوم عام 1828 م بواسطة الكيميائي السويدي جونز جاكوب بيرزيليوس، والذي قام بتسميته على اسم ثور إله الرعد الإسكندنافي. ولم يكن للثوريوم أي استخدامات حتى عام 1885 م حيث تم اكتشاف المصباح المغطى.

ويوجد الثوريوم بكميات ضئيلة في معظم الصخور وأنواع التربة، حيث تحتوى التربة بصفة عامة على 6 أجزاء في المليون منه في المتوسط، كما يتواجد الثوريوم في عدة معادن، وأكثرها شهادة المونازايت والذي يحتوى على 12% تقريباً من أكسيد الثوريوم. ويوجد من هذا المعدن مخزون طبيعى في عديد من البلدان، كما توجد نظائر أخرى للثوريوم تنتج من الأضمحلال التسلسلي لليورانيوم.

3 - طرق استحصلاله

يتم استحصلال الثوريوم مثل باقي الأكتينيدات بعدة طرق:
أ) من الطرق المستخدمة لفصل الأكتينيدات والمعتمدة على زيادة تركيز العنصر، ثم الترسيب الجزئي للإكسالات وذلك من محليل حمض النتريت المخفف ثم التبلور الجزئي للأملاح الأكتينية المزدوجة مع نترات الماغنيزيوم.

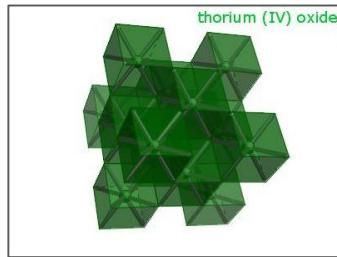
ب) التبادل الأيوني عن طريق استخدام أيونية لها القدرة على استبدال أيوناتها بأيونات محليل من حولها ولقد استخدم النشادر بطريقة تكوين متراكبات معقدة مستقرة.

4 - الخواص الكيميائية للثوريوم

من أهم مركبات الثوريوم ذكر ما يلي:

1.4 - ثنائي أكسيد الثوريوم ThO_2

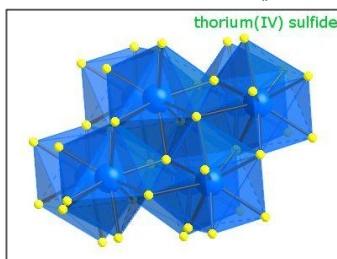
له درجة انصهار عالية حوالي $3300^{\circ}C$ ، يعد حافزاً في العديد من التفاعلات الكيميائية بما في ذلك تكثير البترول وتحويل الأمونيا إلى حمض الكبريتิก وحمض النتريتิก، يستعمل لتصنيع النظارات التي تستخدم في بناء عدسات التصوير ذات الجودة العالية وكذلك يستعمل في إنتاج الزجاج.



الشكل (1.36) بنية ThO_2

2.4 - ثانوي كبريتيد الثوريوم

هو مركب كيميائي غير عضوي لونهبني داكن ودرجة انصهاره 1905°C .

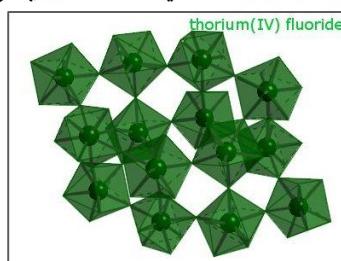


الشكل (2.36) بنية ThS_2

3.4 - هاليداته

2.2.4 - رباعي فلوريد الثوريوم

هو عبارة عن مسحوق أبيض ناعم يمكن الحصول عليه عن طريق تفاعل الثوريوم مع الفلور في درجة حرارة أعلى من 500°C ، يمكن أن يتفاعل في الغلاف الجوي مع الرطوبة ليعطي ThOF_2 .



الشكل (3.36) بنية ThF_4

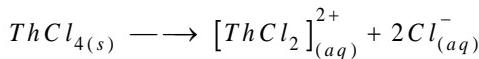
يستخدم في تصنيع مصابيح قوس الكربون التي توفر الإضاءة العالية لاجهة العرض السينمائي وأجهزة البحث.

3.2.4 - رباعي كلوريد الثوريوم $ThCl_4$

هو مركب كيميائي عند إذابته في الماء يعطي أيون كلوريد الثوريوم وفق التفاعل التالي:



الشكل (4.36) بنية $ThCl_4$



4.4 - مركبات أخرى للثوريوم

بنية البلورية	اسم المركب
	ثنائي هيدريد الثوريوم ThH_2
	ثنائي ايوبيدي الثوريوم ThI_2
	ثلاثي ايوبيدي الثوريوم ThI_3
	رباعي ايوبيدي الثوريوم ThI_4
	نترنيتيد الثوريوم ThN

5 - مجال استخدام الثوريوم

- أ. يستخدم لعمل سبيكة مع الماغنزيوم ذات مقاومة عالية لقوة الشد والزحف في درجات الحرارة العالية.
 - ب. يستخدم الثوريوم لتغطية أسلاك التجسسين المستخدمة في المعدات الإلكترونية، مما يحسن الانبعاث الإلكتروني للكاثود عند تسخينه.
 - ت. يستخدم الثوريوم في إلكترودات لحام القوس التجسسين الغازي والخزفيات المقاومة للحرارة.
 - ث. تستخدم تقنية تحديد العمر بواسطة يورانيوم - ثوريوم لتحديد عمر الحفريات الأدمة.
 - ج. كمادة خصبة لإنتاج الوقود النووي وبالتالي تحديد في مفاعل مضخم الطاقة يجب الأخذ في الاعتبار استخدام الثوريوم.
 - ح. الثوريوم يعتبر واقيًّا من أشعة قويّة.
 - خ. بإضافته إلى الزجاج، ينتج زجاج له معامل انكسار عالٍ.
 - د. يستخدم كخافر:
1. في تحويل الأمونيا إلى حمض نيتريك.
 2. في عمليات تكسير البترول.
 3. في إنتاج حمض الكبريتิก.

6 - تأثيراته

1.6 - تأثيره على جسم الإنسان

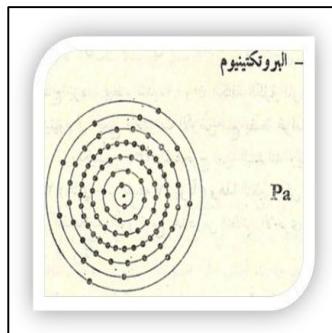
- عند التعرض لدخان الثوريوم يزيد معدل احتمال الأصابة بسرطان الرئة.
- تعرض الجسم من الداخل للثوريوم يؤدي لزيادة معدل الإصابة بأمراض الكبد.

2.6 - تأثيره على البيئة

يشكل خطراً على البيئة إذ أن مسحوق فلز الثوريوم يشتعل تلقائياً في الهواء ولذا يجب التعامل معه بحرص شديد.

37 – عنصر البروتكتينيوم $^{231}_{91} Pa$

التوزيع الإلكتروني



خواص عامة لعنصر البروتكتينيوم

القيمة العددية	الخاصية
91	العدد الذري (Z)
231	العدد الكتبي (A)
231,035	الوزن الذري الغرامي (g)
1,61	نصف القطر الذري (A°)
15,4	الكتلة الحجمية (g/cm^3)
1230	درجة الانصهار (C°)
-	درجة الغليان (C°)
0,57	طاقة التأين الأولى ($e.v/mol$)
-	طاقة الألفة الإلكترونية ($e.v$)
5	الكهروسلبية
-	الناقلية الكهربائية $(\mu \Omega)^{-1}$

١ - ما هو البروتكتينيوم؟

البروتكتينيوم فاز مشع ذو لون رمادي فضي لامع، رمزه الكيميائي Pa ينتمي إلى مجموعة الأكتينيات، لا يفقد بريقه في الهواء، له كثافة تفوق كثافة الرصاص ويوجد في الطبيعة بتراكيز منخفضة جداً ويعتبر كمنتج من منتجات اضمحلال اليورانيوم، وهناك ثلاثة نظائر طبيعية للوجود، وبعد البروتكتينيوم (231) أوفها.

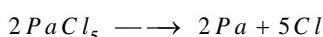
٢ - اكتشافه وجوده في الطبيعة

اكتشف البروتكتينيوم أول مرة في عام 1913م من قبل "فاجنس وجوهرينغ" على شكل النظير بروتكتينيوم (231)، اشتقت اسمه من اليونانية "Protos" وتعني السابق وينتج من النشاط الإشعاعي لعنصر الأكتينيوم، لأن البروتكتينيوم هو طليعة الأوكتينيوم.

يتوزع البروتكتينيوم بشكل واسع بكميات قليلة في القشرة الأرضية، وهو أحد أندر الموجودة طبيعياً وأعلاها تكلفة، يوجد البروتكتينيوم بشكل طبيعي في التربة، الصخور المياه السطحية، المياه الجوفية، النباتات والحيوانات بتراكيز منخفضة جداً، كما يتلخص البروتكتينيوم بشكل تقضيلي بالتربيه، وأما التركيز المرتبط بجزئيات التربة الرملية فإنه يفوق من الناحية النمطية 550 ضعف تركيزه في المياه الخالية (يعنى المياه الموجودة في المسافات المسامية بين جزيئات التربة) ويكون تركيزه أعلى في التربة الطينية والمختلطة (رملية وطينية).

٣ - طرق استحصلاله

يستحصل البروتكتينيوم بالتحطيم الحراري لخامس كلوريد البروتكتينيوم:



٤ - الخواص الكيميائية لعنصر البروتكتينيوم

٤.١ - أكسيد البروتكتينيوم

يتأكسد البروتكتينيوم في الهواء، وفق المعادلة التالية:



كما يتأكسد بالماء والأحماض، أما مع الأسس في الشروط العادبة فلا يتفاعل.

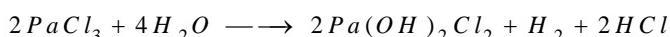
2.4 - هيدروكسيد البروتكتينيوم

إن هيدروكسيد البروتكتينيوم $Pa(OH)_3$ يشبه هيدروكسيدات الالثانيات ذات درجة الأكسدة (3+)، فهو قليل الاحلال في الماء، كما أنه يظهر صفات أساسية واضحة، ويتفاعل بسهولة مع الحمض.

أما هيدروكسيد البروتكتينيوم $Pa(OH)_4$ ، له درجة أكسدة (4+) تمييزه عن $Pa(OH)_3$ ذو درجة الأكسدة (3+)، وهو يظهر لحد ما صفة أساسية ضعيفة، كما تتحصل على $Pa(OH)_4$ من تفاعلات التبادل.

3.4 - هاليدات البروتكتينيوم

نذكر منها PaI_3 (يوديد البروتكتينيوم)، $PaBr_3$ (ثلاثي بروميد البروتكتينيوم)، $PaCl_3$ (ثلاثي كلوريد البروتكتينيوم) وهي تحل في الماء، أما PaF (ثلاثي فلوريد البروتكتينيوم)، فهو صعب الاحلال في الماء، كما أن مركبات البروتكتينيوم ذات درجة الأكسدة (3+) تعتبر كمراجعات، فهي تفكك الماء كما يلي:



يعرف أيضاً مركب رباعي فلوريد البروتكتينيوم (PaF_4)، ذي درجة الأكسدة (4+) تمييزه عن ثلاثي فلوريد البروتكتينيوم (3+)، فهو مقاوم للانصهار وصعب الاحلال في الماء، كما يوجد أيضاً رباعي كلوريد البروتكتينيوم.

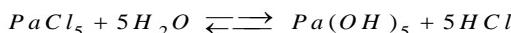
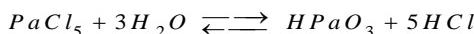
4.4 - ومن أجل بروتكتينيوم ذو درجة الأكسدة (4+) فيوجد أكسيد بلوري أسودبني صيغته الكيميائية PaO_2 ، ومن مميزاته أنه لا ينحل عملياً في الماء وبسبب ثبات الشبكة البلورية فهو لا ينحل عملياً في الأحماض الممددة، لا يتفاعل مع الأسس حتى في الحالة المنصهرة. وفي حالة مركبات أخرى، ينحل نترات البروتكتينيوم (4+) في الماء بصورة جيدة، أما كبريتات البروتكتينيوم فتحل بصورة معتدلة، والفوسفات والكريونات تحل بصورة سيئة.

5.4 - إن درجة الأكسدة تظهر أكثر استقراراً في البروتكتينيوم (5+) تظهر صفات أساسية بدرجة عالية، ولذا عملياً فإن Pa_2O_5 لا يظهر عملياً خواص حمضية حتى خلال صهره مع الصودا، بينما على العكس ينحل بصورة واضحة في حمض الكبريت الساخن.

هيدروكسيد البروتكتينيوم ذو التركيب H_3PaO_3 لا ينحل في الماء، وبطبيعته الكيميائية يعتبر أساساً ضعيفاً، وهو يملك الشكل $PaO_2(OH)$ مع بعض سمات حمضية، يتفاعل بسهولة نسبياً مع الأحماض وفق المعادلة التالية:



أما السمات الحمضية لـ H_3PaO_3 فتظهر بدرجة ضعيفة جداً، ومن بقية نواتج البروتكتينيوم ذي درجة الأكسدة (5+), فقد تم استحصال خماسي فلوريد البروتكتينيوم PaF_5 وخماسي كلوريد البروتكتينيوم $PaCl_5$ وخماسي بروميد البروتكتينيوم $PaBr_5$ وجميعها تعتبر مركبات طيارة، وفي المحاليل المائية تتحلّمه كلّياً.



5 - مجال البروتكتينيوم

لا توجد أية استخدامات تجارية أو صناعية للبروتكتينيوم بسبب ندرته وتكلفته وسميته الإشعاعية، وتحصر استخداماته بأنشطة البحث العلمي الأساسية فقط.

6 - تأثيره على جسم الإنسان

لا يشكل البروتكتينيوم خطراً على صحة الإنسان بشكل عام إلا إذا دخل الجسم على الرغم من وجود خطورة خارجية صغيرة تلزم أشعة (غاما) التي يطلقها البروتكتينيوم (-231) وعدداً من نواتج التحلل قصيرة الأمد للأكتينيوم (-227).

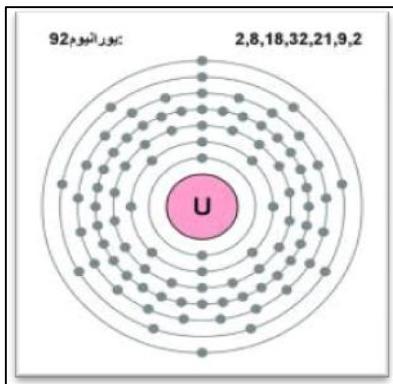
إن أكثر طرق التعرض تتمثل في تناول الغذاء والمياه المحتوية على البروتكتينيوم، ويعود الابتلاع عموماً طريقة التعرض الأكثر إثارة للقلق، ونظرًا لكون البروتكتينيوم يدخل الجسم بشكل أسرع إذا تم استنشاقه أكثر مما لو تم ابتلاعه، فكلا طرفي التعرض يمكن أن تكونان مهمتين.

أما الشأن الصحي الأكثر إثارة فهو السرطان الناشئ عن الإشعاع المتأين والذي يصدر عن البروتكتينيوم المختزن في الهيكل العظمي والكبد والكليتين، ويجرى إدراج المخاطر الصحية المرتبطة بالبروتكتينيوم (-234) مع تلك المرتبطة باليورانيوم (-238).

يضمحل البروتكتينيوم (234) عن طريق جسيم (بيتا) النشيط، ولذلك يجب القيام بإجراءات وقائية ضد هذا الإشعاع حين تداول اليورانيوم، فعلى سبيل المثال يتم ارتداء قفازات مطاطية لحماية اليدين والساعدين

38 – عنصر اليورانيوم $^{238}_{92}U$

التوزيع الإلكتروني



المظهر



خواص عامة لعنصر اليورانيوم

القيمة العددية	الخاصية
92	العدد الذري (Z)
238	العدد الكتلي (A)
238,03	الوزن الذري الغرامي (g)
1,38	نصف القطر الذري (A°)
19,07	الكتلة الحجمية (g/cm^3)
1132	درجة الانصهار (C°)
3818	درجة الغليان (C°)
0,59	طاقة التأين الأولى ($e.v/mol$)
-	طاقة الألفة الإلكترونية ($e.v$)
1,7	الكهروسليبية
0,034	الناقلية الكهربائية ($\Omega^{-1} \mu$)

1 - ما هو اليورانيوم؟

هو فلز مشع أبيض فضي اللون، وهو مصدر الطاقة المستخدمة في توليد الطاقة الكهربائية في كل محطات القدرة النووية التجارية الكبيرة، فـيمكن قطعة من اليورانيوم في حجم كرة المضرب إطلاق كمية من الطاقة تساوي كمية الطاقة التي تطلقها حمولة من الفحم الحجري يبلغ وزنها ثلاثة ملايين ضعف وزن قطعة اليورانيوم، وينتج اليورانيوم أيضاً الانفجارات الهائلة لبعض الأسلحة النووية والليورانيوم ثانٍ أُنْقَل عنصر موجود في الطبيعة بعد البلوتنيوم.

2 - اكتشافه وجوده في الطبيعة

عرف اليورانيوم منذ القرون الوسطى في عدة مناسبات، ولاسيما في ساكسونيا بدون أن يلتقط إليه أحد وقد أطلق عليه (بتشبلدن) المشتقة من الكلمة الألمانية بتشن والتي تعني رفت، وظل أمدا طويلاً يعتقد بأنه لا يحتوي سوى معادن عاديّة كالحديد والزنك إلى أن جاء الكيميائي النمساوي "مارتن هنريش كلابرو" عام 1789م، فأعلن في أكاديمية برلين عن عثوره على البتشبلدن على معدن جديد أطلق عليه اسم اليورانيوم وذلك تخليداً للحدث الفلكي الذي تمثل في اكتشاف الكوكب أورانوس.

المصدر الأساسي للاليورانيوم هو اليورانيت، ومن أهم أنواعه البتشبلدن، الذي اكتشف فيه اليورانيوم لأول مرة، ومن الخامات الرئيسية الأخرى اليورانوفان والكوفينيت والكاربونيت وقد يحتوي الحجر الجيري، الطفل والفوسفات على ترسبات قيمة من خامات اليورانيوم، بينما يحتوي الجرانيت عادة على كميات قليلة من اليورانيوم.

يوجد اليورانيوم أساساً في الصخور، ولكن بتركيزات منخفضة جداً، ففي المتوسط يوجد 26 رطلاً فقط من اليورانيوم في كل مليون رطل من القشرة الأرضية، ويوجد بتركيزات أقل من ذلك في الأنهر والبحيرات والمحيطات وغيرها من الأجسام المائية حيث يوجد ما بين 0,1 رطلاً و 10 رطلاً من اليورانيوم في كل مليون رطل من الماء.

3 - طرق استحصلاله

يتم تكسير الخام إلى قطع صغيرة وتجمع عن طريق الطفو باستخدام حمض الفوليك القوليک، ثم يتم تحميصها في الهواء حتى يتم تحويلها إلى الأكسايد، بعد ذلك يتم تصنيفها في مزيج من حمض الكبريتิก وبرمنغمات البوتاسيوم حتى تتأكد من أكسدة اليورانيوم الموجود بالخام ثم تقوم بترسيب اليورانيوم بإضافة هيدروكسيد الصوديوم حتى يتتحول إلى الصيغة غير الذائبة ($Na_2U_2O_7$) ويطلق عليها اسم الكعكة الصفراء، يضاف إليها حمض التترريك حتى يتتحول إلى نترات اليورانيوم، الذي يتم تمرير بخار الفلور عليه متحولاً إلى بخار من فلوريد اليورانيوم (UF_4) ثم يتم استخلاص اليورانيوم النقي بواسطة الاختزال عن طريق عنصر الكالسيوم، ويتم استخلاص نظائر اليورانيوم أيضاً بطريقة مماثلة.

4 - الخواص الكيميائية لليورانيوم

يتفاعل اليورانيوم مع العديد من العناصر والمركبات.

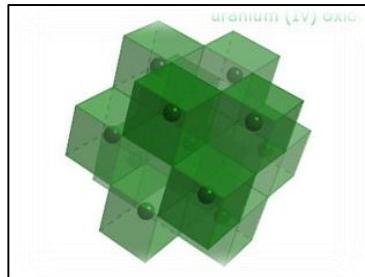
1.4 - مركباته

1.1.4 - أكسيداته

تعد الأكسيدات UO_2 , UO_3 , UO_4 , UO_8 من أهم مركبات اليورانيوم.

أ - ثاني أكسيد اليورانيوم UO_2

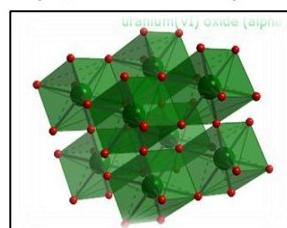
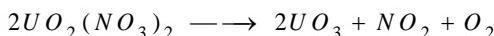
يكون على شكل مسحوق أسود اللون، وهو عديم الذوبان في الماء والمحاليل القلوية وينتسب بتصعوبة في الحصول باستثناء HNO_3 الذي يتفاعل معه مشكلاً نترات اليورانيل $(NO_3)_2$ ، UO_2 ويتتحول إلى UO_3 بالتسخين في الهواء إلى U_3O_8 .



الشكل (1.38) بنية UO_2

ب - ثالثي أكسيد اليورانيوم UO_3

هو مسحوق لابوري برتقالي اللون يحضر بالتفاكم الحراري لنترات اليورانيل $UO_2(NO_3)_2$ في الدرجة $350^\circ C$ وفق التفاعل التالي:



الشكل (2.38) بنية UO_3

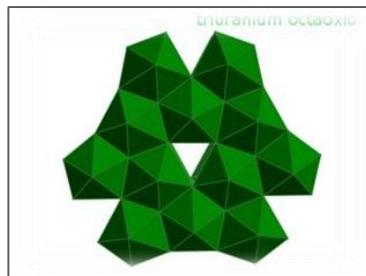
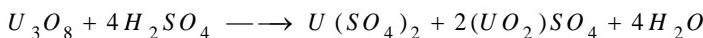
يختزل UO_3 بأكسيد الكربون في الدرجة بأكسيد الكربون في الدرجة 350°C كالتالي:



يمتص UO_2 الرطوبة ويتتحول بgliانه في الماء إلى $UO_3 \cdot H_2O$ ويمكن كتابة صيغته بالشكل H_2UO_4 أو $UO_2(OH)_2$ الذي يتتحول بالتسخين إلى $2UO_3 \cdot H_2O$ ويمكن كتابته بالشكل $(H_2U_2O_7)$ وهو ذو خواص مذنبة يشكل مع القلوبيات أملاح اليورانات A_2UO_4 ومع الحموض أملاح اليورانيل UO_2^{+3} ذات اللون الأخضر المصفر.

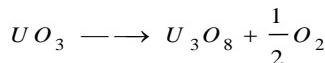
ج - أوكتا أكسيد اليورانيوم U_3O_8

ذو لون أبيض وهو الأكسيد الأكثر ثباتاً في الهواء من بين الأكسيدات الأخرى وهو طبيعي ويستعمل كمادة أولية لتحضير معظم الأكسيدات الأخرى بالتكليس، ويمكن اعتبار U_3O_8 مزيجاً من الأكسيدين UO_3 و UO_2 ، يتفاعل مع حمض الكبريت ذي درجة الأكسدة (+6) مشكلاً ملح كبريتات اليورانيوم (+4) وملح كبريتات اليورانيل وفق التفاعل التالي:



الشكل (3.38) بنية U_3O_8

يصادف U_3O_8 في الطبيعة كما يمكن تحضيره من UO_3 و UO_2 كما يلي:

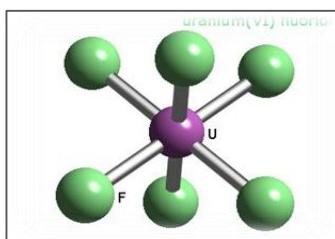


يتفكك بالتسخين في الهواء ابتداءً من الدرجة 900°C .

2.1.4 - هاليداته

أ - سداسي فلوريد اليورانيوم UF_6

يعتبر هذا المركب أهم مركبات اليورانيوم وهذا بسبب استخدامه في فصل النظير عن النظائر الأخرى.



الشكل (4.38) بنية UF_6

أ. 1 - تحضيره

يتحد اليورانيوم مع الفلور مشكلاً مركبات موافقة لدرجات الأكسدة (+6)، (+5)، (+4)، (+3) للاليورانيوم وينتج سداسي فلوريد اليورانيوم عن التفاعل المباشر بين اليورانيوم وكمية زائدة من الفلور أو بتأثير هذا الأخير على فلوريدات اليورانيوم في درجة حرارة تقارب 400 °م، وفق التفاعل التالي:



أ. 2 - خصائصه

يكون سداسي فلوريد اليورانيوم على شكل بلورات ثمانية الوجوه تقريباً، وهو مركب طيار، تتصهر هذه المادة عديمة اللون في الدرجة 641 °م وهي مادة سهلة التحول على غاز وينتشر بسهولة التحلل في الماء حيث يتتحول إلى ثانوي فلوريد اليورانييل UO_2F_2 .

ب - خماسي كلوريد اليورانيوم UCl_5

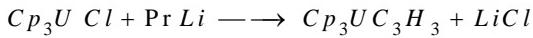
هو من نواتج اليورانيوم ذات درجة الأكسدة (+5)، يتم استحصلام خماسي فلوريد اليورانيوم وخماسي كلوريد اليورانيوم، وهي مركبات طيارة وفي المحاليل المائية تتحلله كلية، وفق التفاعل التالي:



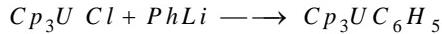
3.1.4 - مركباته العضوية المعدنية

يتم التحصل على المركبات العضوية المعدنية لليورانيوم وفق التفاعلات التالية:



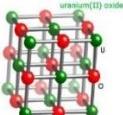
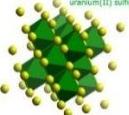
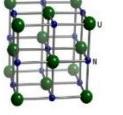


tricyclopentadienyl \longrightarrow *propyluranium*



Tricyclopentadienyl \longrightarrow *phenyluranium*

4.1.4 - مركباته أخرى لليورانيوم

اسم المركب	بنيته البلورية
أكسيد اليورانيوم UO	
كبريتيد اليورانيوم US	
نتربيتيد اليورانيوم UN	
ثلاثي فلوريد اليورانيوم UF_3	
رباعي فلوريد اليورانيوم UF_4	

2.4 - تفاعله

1.2.4 - تفاعله مع الهواء

يتأكسد اليورانيوم بأكسجين الهواء والآزوت ويتشكل أثناء احتراقه في الأكسجين عدة أكسيدات وذلك في درجة حرارة موافقة لـ 700°C إلى 1000°C وفق التفاعل التالي:



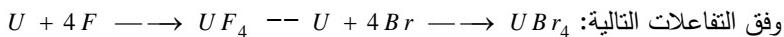
2.2.4 - تفاعله مع الماء

اليورانيوم يتأكسد بالماء بالتسخين ويكون التفاعل بطيء، وفق التفاعل التالي:

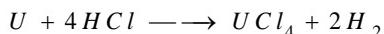


3.2.4 - تفاعله مع الهاوجينات

يتفاعل اليورانيوم مع الهاوجينات ليعطي رباعي الفلوريدات ورباعي البروميدات ورباعي الكلوريدات

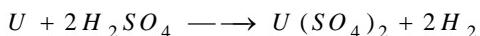


أما رباعي الكلوريد فيتشكل في وجود حمض كلور الماء HCl وفق التفاعل التالي:



4.2.4 - تفاعله مع الأحماض

يتتفاعل اليورانيوم مع حمض الكبريت وفق التفاعل التالي:



5.2.4 - تفاعله مع الغازات

يتتفاعل اليورانيوم مع غاز الهيدروجين في درجة حرارة 250°C وبسرعة ليعطي:



كما يتفاعل مع غاز الآزوت في الهواء تحت 1200°C ليعطي: UN

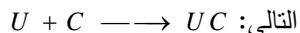
6.2.4 - تفاعله مع الفوسفور

يتتفاعل اليورانيوم مع الفوسفور في درجة حرارة مرتفعة وفق التفاعل التالي:



7.2.4 - تفاعل مع الكربون

يتفاعل اليورانيوم مع الفحم في درجة حرارة 800-1200°C، ويعطي UC_2 و UC وفق التفاعل التالي:



8.2.4 - تفاعل مع الكبريت

يتفاعل اليورانيوم مع الكبريت لينتج لنا US_2 و U_2S_3 وفق التفاعل التالي:



9.2.4 - تفاعل مع السيليسيوم

يتفاعل اليورانيوم مع السيليسيوم ليعطي لنا عدة مركبات وهي USi ، USi_2 ، USi_3 ، U_2Si_3 ،



5 - مجال استخدام اليورانيوم

أ. يعد اليورانيوم من المصادر الرئيسية للطاقة في كثير من الدول، حيث يمثل الطاقة الكهربائية المولدة بواسطة المحطات النووية ما يقارب 17% من مجموع الطاقة الكهربائية المنتجة في العالم.

ب. تعد الصناعة من أهم المجالات التي استفادت كثيراً من الاستخدامات المختلفة للنظائر المشعة وتمثل هذه الاستفادة أساساً في توفير الطاقة والمواد الخام والوقت والجهد.

ت. اليورانيوم مصدر أساسى للوقود النووي.

ث. تستخدم النظائر المشعة في تقنيات الطب النووي وفي تحضير المركبات الكيميائية والصيدلانية ولأغراض تشخيص الأمراض الخبيثة وأمراض الدماغ.

ج. يستخدم في البحث العلمي بغرض تحقيق التنمية.

ح. يستخدم اليورانيوم في تحليله في تحلية مياه البحر.

6 - تأثيراته

1.6 - تأثيره في جسم الإنسان

لا يشكل اليورانيوم خطراً على الصحة إلا في حالة دخوله إلى الجسم، وبشكل عام لا يشكل التعرض الخارجي لأشعة (غاما) قلقاً رئيسياً لأن اليورانيوم يصدر كمية صغيرة فقط من أشعة (غاما) المنخفضة الطاقة، أما التعرض لأشعة بينا فلا يقلق إلا بالنسبة لاستعمالات المناولة المباشرة نظراً

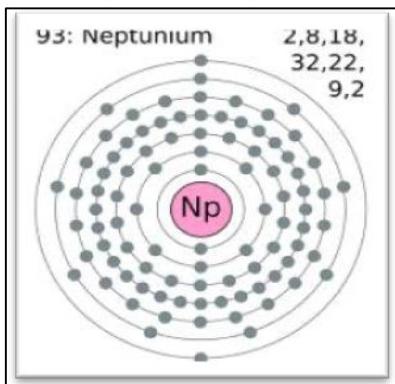
للتأثيرات (الآثار الجلدية المحتملة). أما أهم طرق التعرض فهي تناول الطعام والماء المحتوي على نظائر اليورانيوم ابتلاعا وكذلك استنشاق الغبار الملوث باليورانيوم، ويعتبر الاستنشاق عادة أكثر وسائل التعرض إقلاقاً ما لم يكن هناك مصدر قريب للغبار محمول بالهواء. ومع أن اليورانيوم يدخل إلى الجسم إستنشاقاً بسهولة أكبر منه في حال الإبتلاع وما يثير القلق الصحي الأكبر هو التلف الكلوي الذي تسببه سمية مركبات اليورانيوم المنحلة، وقد تكون هذه التأثيرات عكوسية إستناداً إلى مستوى التعرض، ولا يعد اليورانيوم مادة كيميائية مسرطنة، أما الأثر المقلق في شخص اليورانيوم الموجود في العظام، والذي قد يؤدي على سرطان العظام كنتيجة للإشعاع المتآين الذي يرافق نوافذ الأض محلل المشعة.

2.6 - تأثيره على البيئة

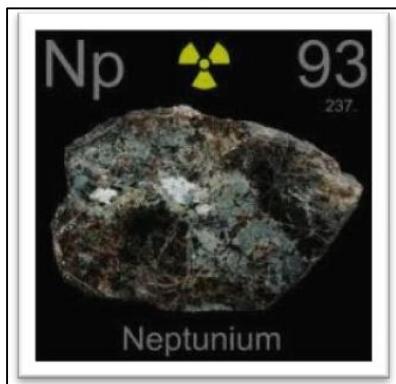
لقد سبب اليورانيوم مشكلات تناследية في حيوانات المخبر، وكذلك مشكلات نمائية لدى صغار الحيوانات ولكن ليس من المعلوم ما إذا كانت هذه المشكلات موجودة فيما يخص البشر.

39 – عنصر النبتونيوم $^{237}_{93}Np$

التوزيع الإلكتروني



المظهر



خواص عامة لعنصر النبتونيوم

القيمة العددية	الخاصية
93	العدد الذري (Z)
237	العدد الكتبي (A)
237	الوزن الذري الغرامي (g)
1,3	نصف القطر الذري (A°)
19,5	الكتلة الحجمية (g/cm^3)
637	درجة الانصهار (C°)
–	درجة الغليان (C°)
0,6	طاقة التأين الأولى (e.v/mol)
–	طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)
1,3	الكهربوسلبية
–	النافلية الكهربائية ($\mu \Omega^{-1}$)

1 - ما هو النبتوبيوم؟

النبتوبيوم فلز ذو لون فضي، تبلغ كثافته حوالي ضعف كثافة الرصاص، لا يوجد بشكل طبيعي بل ينتج عن طريق تفاعلات الأسر الإلكتروني بواسطة اليورانيوم، ويعرف للنبتوبيوم 17 نظيرًا كلها تتميز بنشاط إشعاعي.

2 - اكتشافه ووجوده في الطبيعة

يوجد النبتوبيوم في الوقود النووي المستنفد، وفي النفايات المشعة عالية المستوى الناتجة عن الوقود النووي المستنفد، وفي النفايات المصاحبة لتشغيل المفاعلات ومحطات معالجة الوقود، تم إنتاج أول نظير للنبتوبيوم عام 1990م وهو نبتوبيوم 239. يقدر عمر النصف له بـ 2,4 يوم، أنتج في جامعة كاليفورنيا عن طريق قذف اليورانيوم 238. بيترونات عالية الطاقة، وقد سمي على اسم كوكب (نبتون).

رغم أن النبتوبيوم لا يوجد أساساً في الطبيعة ولكن قد تكون هناك كميات ضئيلة منه مرتبطة بخامات اليورانيوم، كما أنه ينزل من المياه الراسحة إلى الطبقات السفلية مت التربة، وتعد نسبته الموجودة في التربة منخفضة جداً.

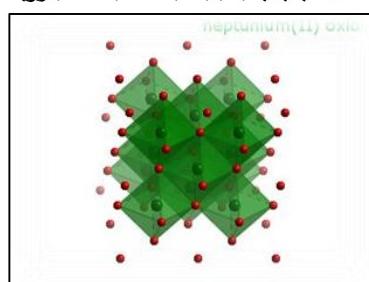
3 - طرق استخلاصه

يعد النبتوبيوم ناتجاً ثانوياً عن أنشطة إنتاج البلوتونيوم، وينتج أيضاً من الأسر الإلكتروني لنظائر اليورانيوم، كما ينتج من الأضمحلال الإشعاعي.

4 - الخواص الكيميائية للنبتوبيوم

1.4 - أكسيداته

يعرف من أجل درجة أكسدة (+4) أكسيد بلوري NbO_2 ذو لون أصفر، لا ينحل لا في الماء ولا في الأحماض، ولا يتفاعل مع الماء كيميائياً بسبب ثبات شبكته البلورية.



الشكل (1.39) بنية NbO_2

2.4 - هيدروكسيداته

1.2.4 - ثلاثي هيدروكسيد النبتونيوم $Np(OH)_3$

يشبه هيدروكسيد الالثانيات ذات درجة أكسدة (+3)، وهو قليل الانحلال في الماء، كما أنه يتفاعل بسهولة مع الأحماض.

2.2.4 - رباعي هيدروكسيد النبتونيوم $Np(OH)_4$

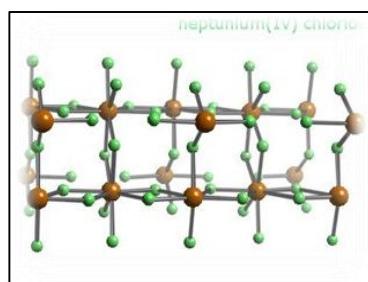
نحصل عليه من تفاعلات التبادل، درجة أكسدته (+4) ويظهر لحد ما صفات أساسية ضعيفة.

3.4 - هاليداته

1.3.4 - رباعي فلوريد النبتونيوم NpF_4

مركب مقاوم للانصهار، صعب الإنحلال في الماء، كما يوجد رباعي كلوريد النبتونيوم $NpCl_4$ ،

ورباعي ايديد النبتونيوم NpI_4 .



الشكل (2.39) بنية NbO_2

2.3.4 - سداسي فلوريد النبتونيوم NpF_6

يتتميز هذا المركب بدرجة أكسدة (+6) وهو أكثر تطابيرا وأقل استقرارا.

4.4 - معقد النبتونيوم NpO_6^{2+}

يتتميز بدرجة أكسدة (+6) وله تجمع ذري ثابت أثناء التفاعلات المختلفة، ويدعى هذا التجمع بالنبتونيل.

5.4 - مركبات أخرى للنبلتونيوم

بنية البلورية	اسم المركب
	ثلاثي ايديد النبلتونيوم NpI_3
	نتريتيد النبلتونيوم NpN
	ثلاثي فلوريد النبلتونيوم NpF_3
	ثلاثي كبريتيد النبلتونيوم Np_2S_3

5 - مجال استخدام النبلتونيوم

- أ. لا توجد استخدامات رئيسية للنبلتونيوم، رغم أن النظير (- 237) يستخدم كأحد مكونات أجهزة الكشف الترoney.
- ب. يمكن أيضاً استخدام النظير (- 237) لصنع البلوتونيوم (- 238) عن طريق امتصاص نترون.

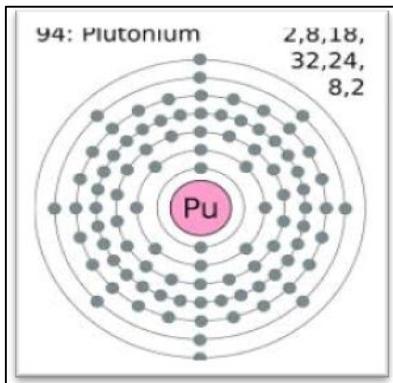
6 - تأثير النبلتونيوم على الإنسان

لا يشكل النبلتونيوم خطراً صحياً على الإنسان إلا في حالة دخوله إلى الجسم، على الرغم من وجود خطر خارجي مرتبط بأشعة (غاما) الصادرة عن النبلتونيوم (- 236) والنبلتونيوم (- 237) وكذلك ناجها ذو الأضمحلال القصير العمر والمسمى البروتكتونيوم (- 233)، أما الطرق الأساسية للتعرض له فهي تناول الطعام وشرب المياه التي تحتوي على نظائر النبلتونيوم، واستنشاق الغبار الملوث.

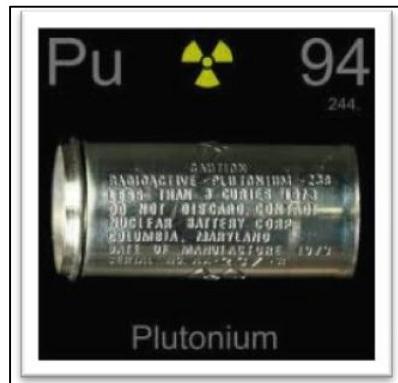
إن الابتلاع يشكل على العموم التعرض المقلق ما لم يكن هناك مصدر للتلوث في الجو بشكل غبار محمول، ونظراً لكون النبلتونيوم يدخل الجسم بشكل أسرع بكثير لو تم استنشاقه مما لو تم ابتلاعه، فإن كلتا طرفي التعرض مهمتان

$^{242}_{94} Pu$ 40 - عنصر البلوتونيوم

التوزيع الإلكتروني



المظهر



خواص عامة لعنصر البلوتونيوم

القيمة العددية	الخاصية
94	العدد الذري (Z)
242	العدد الكتلي (A)
242	الوزن الذري الغرامي (g)
1,51	نصف القطر الذري (A°)
-	الكتلة الحجمية (g/cm^3)
640	درجة الانصهار (C°)
3235	درجة الغليان (C°)
0,585	طاقة التأين الأولى ($e.v/mol$)
-	طاقة الألفة الإلكترونية ($e.v$)
1,3	الكهربوسلبية
-	النافعية الكهربائية ($\mu \Omega^{-1}$)

1 - ما هو البلوتونيوم؟

البلوتونيوم فلز ثقيل جداً هش، صلب في درجات الحرارة العالية، وهو أحد الفضلات النووية في المفاعلات النووية لتوليد الطاقة الكهربائية، يعتبر النظيرين بلوتونيوم (238) وبلوتونيوم (241) الأكثر إشعاعاً من النظائر الأخرى.

2 - اكتشافه وجوده في الطبيعة

عام 1940 قام الباحث "ماك ميلان" مع مجموعة من الباحثين الأمريكيين بترجم اليورانيوم بنوى الديتريوم فتحصلوا على عنصر البلوتونيوم، وقد سمي على اسم كوكب (بلوتو).

3 - طرق استخلاصه

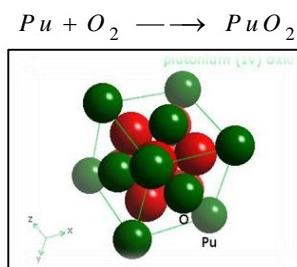
يتكون البلوتونيوم (239) بثلاث خطوات هي:

- يمتص اليورانيوم (238) نترونات تحوله إلى يورانيوم (239) عمر النصف له 23 دقيقة.
- تحول اليورانيوم (239) إلى نبتونيوم (239) عمر النصف له 3,2 يوم.
- يتحول النبتونيوم (239) إلى بلوتونيوم (239) وعمر النصف له 24400 سنة.

4 - الخواص الكيميائية لعنصر البلوتونيوم

1.4 - ثاني أكسيد البلوتونيوم : PuO_2

نحصل على أكسيد البلوتونيوم PuO_2 بحرق أملاله في الدرجة (250-1000°C)، ويتأكسد البلوتونيوم بأكسجين الهواء.



الشكل (1.40) بنية PuO_2

لا ينحل PuO_2 في الماء، ولا يتم التفاعل معه كيميائياً. وبسبب ثبات الشبكة البلورية لا ينحل في الحموض الممددة ومع القلوبيات لا يتفاعل حتى في الحالة المنصهرة.

2.4 - هيدروكسيد البلوتنيوم

1.2.4 - هيدروكسيد البلوتنيوم $Pu(OH)_3$

يشبه هيدروكسيدات الالثانيات ذات درجة أكسدة (+3)، فهو قليل الانحلال في الماء ويتفاعل بسهولة مع المحموض.

2.2.4 - هيدروكسيد البلوتنيوم $Pu(OH)_4$

يتشكل هيدروكسيد $Pu(OH)_4$ على هيئة راسب أحضر هلامي، بإضافة مزيد من هيدروكسيد الأمونيوم إلى محلول ملحي للبلوتنيوم ذي درجة أكسدة (+4).

يتفاعل الهيدروكسيد مع المحموض لتعطي أملاح الشاردة Pu^{+4} وتوافق هذه الشاردة معقداً كثيرة كالمعقدات النتراتية $K_2Pu(NO_3)_6$.

3.4 - هاليدات البلوتنيوم

1.3.4 - رباعي فلوريد البلوتنيوم PuF_4

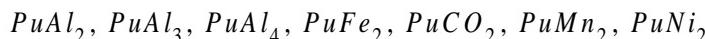
وهو يوافق درجة أكسدة (+4)، وهو مقاوم للانصهار وصعب الانحلال في الماء.

2.3.4 - سداسي فلوريد البلوتنيوم PuF_6

وهو يوافق درجة أكسدة (+6)، وهو غير مستقر، بينما سداسي كلوريد البلوتنيوم فلم يتم الحصول عليه.

4.4 - مركيباته الفلزية

يتفاعل البلوتنيوم مع الفلزات لتشكيل خلائط، فمثلاً من أجل البلوتنيوم تم إستحصال الخلائط الآتية:



5.4 - مركباته أخرى

اسم المركب	بنية البلورية
PuO أكسيد البلوتونيوم	
PuN نتراتيد البلوتونيوم	
PuS كبريتيد البلوتونيوم	
$PuCl_3$ ثلاثي كلوريد البلوتونيوم	
$PuBr_3$ ثلاثي بروميد البلوتونيوم	

5 - مجال استخدام البلوتونيوم

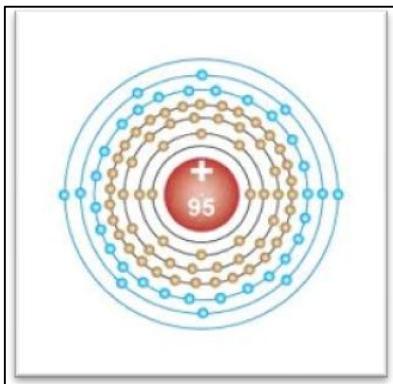
يعتبر البلوتونيوم مادة أولية في صناعة القنابل، حيث صنعت فرنسا أول قنابلها منه.

6 - تأثير البلوتونيوم على البيئة

البلوتونيوم هو أحد الفضلات النووية في المفاعلات النووية المدنية لتوليد الطاقة الكهربائية، فهو ملوث للبيئة، وإن مجرد التفكير في الإنتاج الصناعي للقنابل يجبر الإنسان على إدراك أنه لا بقاء للجنس البشري إلا إذا تغير النظام وتغير الإنسان

$^{243}_{95} A m$ 41 – عنصرالأمريكيوم

التوزيع الإلكتروني



المظهر



خواص عامة لعنصر الأمريكيوم

القيمة العددية	الخاصية
95	العدد الذري (Z)
243	العدد الكتلي (A)
243	الوزن الذري الغرامي (g)
1,73	نصف القطر الذري (A°)
11,7	الكتلة الحجمية (g/cm^3)
-	درجة الانصهار (C°)
-	درجة الغليان (C°)
0,578	طاقة التأين الأولى ($e.v/mol$)
-	طاقة الألفة الإلكترونية ($e.v$)
1,3	الكهروسلبية
0,077	النافلية الكهربائية ($\Omega^{-1} \mu$)

1 - ما هو الأمريكيوم؟

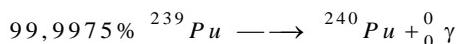
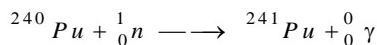
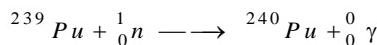
الأمريكيوم هو عبارة عن فلز لونه أبيض فضي لامع، يخفت لونه عند درجة حرارة الغرفة نتيجة التعرض للهواء الجاف، وهو مادة انشطارية بحد ذاتها.

2 - اكتشافه وجوده في الطبيعة

تم عزل الأمريكيوم لأول مرة من قبل كل من غلين سيبورغ، وليون مورغان، ورالف جيمس، وألبيرت غيررسو، وذلك في أواخر عام 1944م أثناء وقت الحرب في معهد التعدين في جامعة شيكاغو والذي يُعرف الآن مخبر آرغون الوطني Argonne National Laboratory. وقد سمي العنصر بهذا الاسم نسبة إلى قارة أمريكا التي اكتشف فيها.

3 - طرق استحصلاله

يتم الحصول على الأمريكيوم ^{241}Am من إخضاع البلوتنيوم 239 إلى تفاعلات التقاط نيوترون متنبأة في مفاعل نووي، مما أدى إلى تشكيل ^{240}Pu ومن ثم ^{241}Pu والذي بدوره يتتحول إلى ^{241}Am عن طريق نفكك بيتا، وفق التفاعلات التالية:



4 - الخواص الكيميائية لعنصر الأمريكيوم

للأمريكيوم كهرءيجابية مرتفعة وهو عنصر نشط أكثر يذوب في حمض HCl مكوناً $^{+3}Am^{+3}$ ويتفاعل مع الأكسجين والبيدروجين والهالوجينات.

1.4 - مركباته

1.1.4 - أكسيداته

أ - أحادي أكسيد الأمريكيوم AmO

يحضر بتفاعل الأمريكيوم مع أكسيد الفضة في وسط مفرغ من الهواء عند درجة 850م وفق التفاعل التالي:



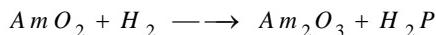
ب - ثانوي أكسيد الأمريكيوم

يحضر AmO_2 بحرق النترات والأكسالات أو هيدروكسيد الأمريكيوم في الهواء وفق التفاعل التالي:



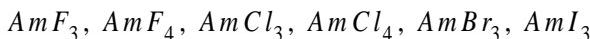
ج - ثلاثي أكسيد الأمريكيوم

ويحضر Am_2O_3 باختزال ثاني أكسيد الأمريكيوم بالهيدروجين عند 600م وفق التفاعل التالي:

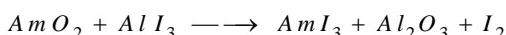
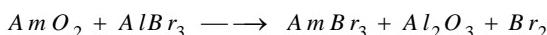
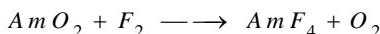


2.1.4 - هاليداته

للأمريكيوم الهايلادات التالية:



وتحضر حسب التفاعلات التالية:



3.1.4 - هيدريداته

تفاعل غاز الهيدروجين مع الأمريكيوم ينتج هيدريد الأمريكيوم AmH_3 وفق التفاعل التالي:



4.1.4 - نتريداته

يحضر نيتريد الأمريكيوم AmN بتسخين الفلز مع النشار أو النيتروجين عند 800م وفق التفاعل التالي:



5.1.4 - كبريتاته

يحضر الكبريتيد Am_2S_3 بتفاعل خليط من كبريتيد الهيدروجين وثاني كبريتيد الكربون مع ثاني أكسيدالأمريكيوم عند درجة حرارة 1500م أو بتفاعل الأمريكيوم مع كبريتيد الهيدروجين وفق التفاعل التالي:



2.4 - فصله

1.2.4 - الفصل بالترسيب

في حالة فصل خليط من الأمريكيوم والثوريوم واللانثانيدات والأكتينيدات الثقيلة والبلوتونيوم واليورانيوم، فإنه يجب أكسدة الثلاثة الأخيرة إلى O_2^{+2} وبعدها يرسب، الأمريكيوم مع الثوريوم واللانثانيدات والأكتينيدات الثقيلة في صورة فلوريدات، وبعد إذابة هذا الراسب يتم أكسدة الأمريكيوم إلى AmO_2^{+2} ، ثم ترسب فلوريدات اللانثانيدات والأكتينيدات الأخرى مرة أخرى، ويمكن فصل الأمريكيوم من السيريوم باستخدام حمض، الهيدروفلوسيسيك والذي يرسب Ce^{+3} ولا يرسب Am^{3+} .

2.2.4 - الفصل بالاستخلاص

يستخلص الأمريكيوم من الكوريوم المجاور له والمشابه له في الخواص باستخدام مذيب TBP بإستخدام طريقة الإستخلاص المضاد. كما يمكن فصل الأمريكيوم من البلوتونيوم بإستخدام محلول من الكافرون في الكلوروفورم والذي لا يستخلص Am^{3+} .

3.2.4 - الفصل بالتبادل الأيوني

يتم فصل الأمريكيوم من البلوتونيوم بإستخدام مبادل أنيوني من محلول 8 - 10 مولار من حمض النيتريك والذي يكون مركباً أنيونياً معقداً مع البلوتونيوم وعليه فيحجز على المبادل الأيوني ويستخرج الأمريكيوم.

3.4 - تحضير فلز الأمريكيوم

يتم تحضيره بواسطة احتزال ثالث الفلوريد بأبخرة الباريوم عند درجة حرارة 1200°C وفق التفاعل التالي:



5 - مجال استخدام الأمريكيوم

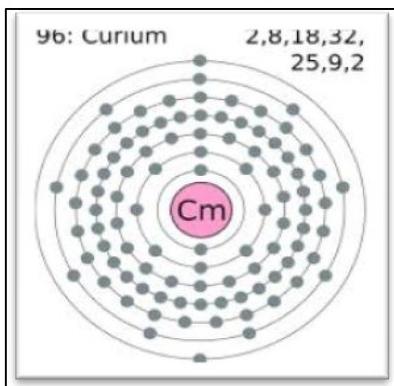
- أ. مصدر لجسيمات ألفا لتحضير قذائف النيترونات في التفاعلات النووية.
- ب. هو العنصر المصطفع الوحيد الذي وجد له تطبيقات في الحياة اليومية، حيث يدخل في بعض أنواع حساسات الدخان التي تحوي كميات ضئيلة منه.
- ت. يستخدم كمصدر منتقل لأشعة غاما في التصوير الإشعاعي.

6 - تأثير الأمريكيوم على الإنسان

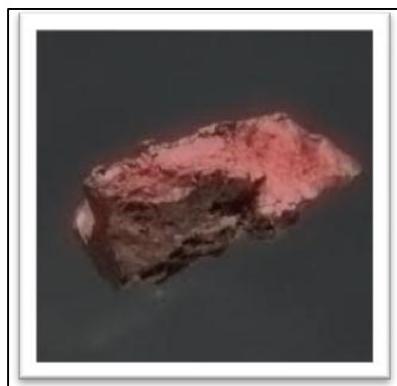
- له تأثير إيجابي على صحة الإنسان إذ أنه يستخدم في علاج الغدة الدرقية.

$^{247}_{96} Cm$ - عنصر الكوريوم 42

التوزيع الإلكتروني



المظهر



خواص عامة لعنصر الكوريوم

القيمة العددية	الخاصية
96	العدد الذري (Z)
247	العدد الكتني (A)
247	الوزن الذري الغرامي (g)
-	نصف القطر الذري (A°)
-	الكتلة الحجمية (g/cm^3)
-	درجة الانصهار (C°)
-	درجة الغليان (C°)
0,581	طاقة التأين الأولى (e.v/mol)
-	طاقة الألفة الإلكترونية (e.v)
1,3	الكهربوسلبية
-	النافلية الكهربائية ($\mu \Omega^{-1}$)

1 - ما هو الكوريوم؟

الكوريوم فلز أبيض فضي يشبه البلوتونيوم في خواصه الدائئنة وله شكل سداسي الزوايا والأضلاع، يحدث له تآكل بسرعة في الهواء الجاف وهو نشط جدا وهذا راجع إلى سخونة وسط تواجده بسبب نشاطه الإشعاعي.

2 - اكتشافه وجوده في الطبيعة

تم اكتشاف الكوريوم في جامعة بيركلي بواسطة جيلن تي سيبورج، رالف إيه جيمس، ألبرت غيورسو في عام 1944م. وقد تم تسميته على اسم ماريا سكلودوفسكا كوري وزوجها ببير كوري، نظراً لأنهما قاما باكتشاف الراديوم ولعملهما المتميز في النشاط الإشعاعي. وقد تم التعرف على العنصر كيميائياً أيضاً في معمل أرجون القومي في جامعة شيكاغو. كما تم الحصول على عينة مرئية من هيدروكسيد الكوريوم - 242 بواسطة لويس ويرنر، إيسادور بيرمان في جامعة كاليفورنيا عام 1947م بقذف الأمريكيوم - 241 بالنترونات. وتم الحصول على الكوريوم في شكله العنصري عام 1951م، وقد سمى نسبة إلى مدام (كورى).

توجد كميات قليلة من الكوريوم في اليورانيوم كمنتج ثانوي لاضحالة الطبيعي.

3 - طرق استحصلاله

- تم الحصول عليه بقذف البلوتونيوم 239 بجسيمات ألفا (نواة الهيليوم) في معجل دوراني يبلغ 60 بوصلة في معمل بيركلي.

- كما يمكن الحصول على نظائر الكوريوم برقم كتلة أقل من 243 من التفاعلات النووية باستخدام جسيمات ألفا المعجلة في السيكلوترونات.

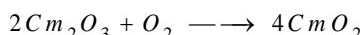
- أما النظائر ذات أرقام كتلة أكبر من 243 فتحضر من تفاعلات ألفا وغاما على نظائر الكوريوم التي تسبقها أو عن طريق امتصاص النترونات المتواли للبلوتونيوم أو الأمريسيوم في مفاعل نووي.

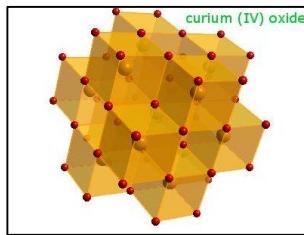
4 - الخواص الكيميائية لعنصر الكوريوم

1.4 - مركيباته

1.1.4 - أكسيداته

بالإضافة إلى ثالث أكسيد الكوريوم Cm_2O_3 فإنه قد تم تحضير الأكسيد CmO_2 وذلك بتسخين ثالث أكسيد الكوريوم في تيار من الأكسجين عند درجة حرارة 650°C وفق التفاعل التالي:





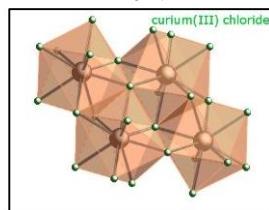
الشكل (1.42) بنية Cm_2O_3

2.1.4 - هاليداته

تم تحضير الهاليدات التالية للكوريوم وهي $CmBr_3$ ، $CmCl_3$ ، CmF_3 ، CmF_4 وفق التفاعلات التالية:



كما أن له هاليدات أخرى كثلاثي كلوريد الكوريوم .



الشكل (2.42) بنية Cm_2O_3

2.4 - محليله

إن رقم الأكسدة الوحيد للكوريوم هو $+3$ في المحاليل، وقد فشلت محاولة أكسدته باستخدام أقوى عوامل الأكسدة، والكوريوم الثلاثي يشبه في خواصه اللانثانيدات والأكتينيدات ذات رقم أكسدة $(+3)$ ويمكن ترسيبه بالفلوريدات والهيدروكسيدات والأكسالات والبيودات والفوسفات وذلك مع اللانثانيدات، وفي وسط حمض الهيدروكلوريك المركز HCl فإن الكوريوم يكون مركباً معقداً أقل ثباتاً من نظيره مع Gd (الأمريكيوم)، وأكثر من نظيره مع Am (الغادولينيوم)، ويكون الكوريوم مع أيون الفلوريد F^- المركب المعقد CmF^{2+} وهو أكثر ثباتاً من AmF^{2+} ، ويكون مركب معقد أيضاً مع الكربونات والنترات والكبريتات والأكسالات والفوسفات وغيرها من أيونات الحموض العضوية.

3.4 - فصله

يحضر الكوريوم من البلوتونيوم، وعليه فلا بد من فصله منه ومن الأكتينيدات واللانثانيات، ويتم الفصل من البلوتونيوم عن طريق تفاعلات الأكسدة والاختزال.

ويحصل الكوريوم من اللانثانيات والأمريكيوم وعناصر ما بعد الكوريوم باستخدام مبادل أيوني. فباستخدام مبادل كاتيوني يتم فصل الكوريوم من اللانثانيات باستخدام حمض الهيدروكلوريك المركز، أما من الأكتينيدات فيتم فصلها عن بعضها البعض بإستخدام مبادل كاتيوني ومستخلص مثل محلول السترات أو اللاقنات أو ألفا هيدروكسى أيزوبيبوتيرات ويمكن استخدام مبادل أيوني ومستخلص من الثيوسيانات. وفي حالة استخدام حمض الهيدروكلوريك في عملية الإستخلاص فإن اللانثانيات تستخلص أولاً ومستخلص الأمريكيوم قبل الكوريوم، وبشكل عام تستخلص الأكتينيدات ذات الرقم الذري الأكبر أولاً من المبادل الكاتيوني.

5 - مجال إستخدام الكوريوم

أ. يستخدم في النظائر المشعة للمولدات الكهروحرارية.

6 - تأثير الكوريوم على جسم الإنسان

أ. له تأثير سلبي على جسم الإنسان إذ ان تراكم الكوريوم في خلايا العظام يدمر لب العظام

بسبب إشعاعه وهذا يؤدي إلى توقف إنتاج خلايا الدم الحمراء.

ب. له تأثير إيجابي فهو يستخدم في منظمات ضربات القلب

الملحق 1 : فروع الكيمياء

I - الفروع الأساسية:

- 1 - الكيمياء العضوية
- 2 - الكيمياء اللاعضوية
- 3 - الكيمياء الحيوية
- 4 - الكيمياء التحليلية
- 5 - الكيمياء الفيزيائية

II - الفروع الثانوية:

- 6 - كيمياء البُلورات
- 7 - الكيمياء الضوئية
- 8 - الكيمياء الحرارية
- 9 - الكيمياء الغروية
- 10 - كيمياء المركبات الضخمة
- 1 - الكيمياء العامة
- 2 - الكيمياء الإشعاعية
- 3 - الكيمياء الكمية
- 4 - الكيمياء الزراعية
- 5 - كيمياء البترول

كما يمكن تقسيم كل فرع من الفروع السابقة إلى عدة أقسام، فمثلاً الكيمياء الفيزيائية تحتوي على:

- 1 - الترموديناميك الكيميائي
- 2 - الحركية الكيميائية
- 3 - الكيمياء الكهربائية
- 4 - كيمياء الغروية
- 5 - الكيمياء المغناطيسية

الملحق 2 : البنية الإلكترونية للعناصر

العنصر	Z	K(n=1)		L(n=2)		M(n=3)			N(n=4)		O(n=5)		P(n=6)		Q(n=7)	
		S		S	P	S	P	d	S	P	d	f	S	P	d	f
H	1	1														
He	2	2														
Li	3	2	1													
Be	4	2	2													
B	5	2	2	1												
C	6	2	2	2												
N	7	2	2	3												
O	8	2	2	4												
F	9	2	2	5												
Ne	10	2	2	6												
Na	11	2	2	6	1											
Mg	12	2	2	6	2											
Al	13	2	2	6	2	1										
Si	14	2	2	6	2	2										
P	15	2	2	6	2	3										
S	16	2	2	6	2	4										
Cl	17	2	2	6	2	5										
Ar	18	2	2	6	2	6										
K	19	2	2	6	2	6	1									
Ca	20	2	2	6	2	6	0	2								
Sc	21	2	2	6	2	6	1	2								
Ti	22	2	2	6	2	6	2	2								
V	23	2	2	6	2	6	4	1								
Cr	24	2	2	6	2	6	5	1								
Mn	25	2	2	6	2	6	6	1								
Fe	26	2	2	6	2	6	7	1								
Co	27	2	2	6	2	6	8	1								
Ni	28	2	2	6	2	6	10	0								
Cu	29	2	2	6	2	6	10	1								
Zn	30	2	2	6	2	6	10	2								
Ga	31	2	2	6	2	6	10	2	1							
Ge	32	2	2	6	2	6	10	2	2							
As	33	2	2	6	2	6	10	2	3							
Se	34	2	2	6	2	6	10	2	4							
Br	35	2	2	6	2	6	10	2	5							
Kr	36	2	2	6	2	6	10	2	6							
Rb	37	2	2	6	2	6	10	2	6	1						
Sr	38	2	2	6	2	6	10	2	6	2						

العنصر	Z	K(n=1) S	L(n=2) S P		M(n=3) S P d			N(n=4) S P d f	O(n=5) S P d f	P(n=6) S P d f	Q(n=7) S P d f
Y	39	2	2	6	2	6	10	2 6 1	2		
Zr	40	2	2	6	2	6	10	2 6 2	2		
Nb	41	2	2	6	2	6	10	2 6 4	1		
Mo	42	2	2	6	2	6	10	2 6 5	1		
Tc	43	2	2	6	2	6	10	2 6 6	1		
Ru	44	2	2	6	2	6	10	2 6 7	1		
Rh	45	2	2	6	2	6	10	2 6 8	1		
Pd	46	2	2	6	2	6	10	2 6 10	0		
Ag	47	2	2	6	2	6	10	2 6 10	1		
Cd	48	2	2	6	2	6	10	2 6 10	2 1		
In	49	2	2	6	2	6	10	2 6 10	2 2		
Sn	50	2	2	6	2	6	10	2 6 10	2 3		
Sb	51	2	2	6	2	6	10	2 6 10	2 4		
Te	52	2	2	6	2	6	10	2 6 10	2 5		
I	53	2	2	6	2	6	10	2 6 10	2 5		
Xe	54	2	2	6	2	6	10	2 6 10	2 6	1	
Cs	55	2	2	6	2	6	10	1 6 10	2 6	2	
Ba	56	2	2	6	2	6	10	2 6 10	2 6	2	
La	57	2	2	6	2	6	10	2 6 10 1	2 6	2	
Ce	58	2	2	6	2	6	10	2 6 10 2	2 6	2	
Pr	59	2	2	6	2	6	10	2 6 10 3	2 6	2	
Nd	60	2	2	6	2	6	10	2 6 10 4	2 6	2	
Pm	61	2	2	6	2	6	10	2 6 10 5	2 6	2	
Sm	62	2	2	6	2	6	10	2 6 10 6	2 6	2	
Eu	63	2	2	6	2	6	10	2 6 10 7	2 6	2	
Gd	64	2	2	6	2	6	10	2 6 10 8	2 6	2	
Tb	65	2	2	6	2	6	10	2 6 10 9	2 6	2	
Dy	66	2	2	6	2	6	10	2 6 10 10	2 6	2	
Ho	67	2	2	6	2	6	10	2 6 10 11	2 6	2	
Er	68	2	2	6	2	6	10	2 6 10 12	2 6	2	
Tm	69	2	2	6	2	6	10	2 6 10 13	2 6	2	
Yb	70	2	2	6	2	6	10	2 6 10 14	2 6	2	
Lu	71	2	2	6	2	6	10	2 6 10 14	2 6 1	2	
Hf	72	2	2	6	2	6	10	2 6 10 14	2 6 2	2	
Ta	73	2	2	6	2	6	10	2 6 10 14	2 6 3	2	
W	74	2	2	6	2	6	10	2 6 10 14	2 6 4	2	
Re	75	2	2	6	2	6	10	2 6 10 14	2 6 5	2	
Os	76	2	2	6	2	6	10	2 6 10 14	2 6 6	2	
Ir	77	2	2	6	2	6	10	2 6 10 14	2 6 7	2	
Pt	78	2	2	6	2	6	10	2 6 10 14	2 6 9	1	
Au	79	2	2	6	2	6	10	2 6 10 14	2 6 10	1	
Hg	80	2	2	6	2	6	10	2 6 10 14	2 6 10	2	

النوع	Z	K(n=1) S	L(n=2) S P		M(n=3) S P d			N(n=4) S P d f		O(n=5) S P d f	P(n=6) S P d f	Q(n=7) S P d f
Tl	81	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2 6 10
Pb	82	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2 6 10
Bi	83	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2 6 10
Po	84	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2 6 10
At	85	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2 6 10
Rn	86	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2 6 10
Fr	87	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2 6 10
Ra	88	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2 6 10
Ac	89	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2 6 10 1
Th	90	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2 6 10 2
Pa	91	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2 6 10 3
U	92	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2 6 10 4
Np	93	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2 6 10 5
Pu	94	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2 6 10 6
Am	95	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2 6 10 7
Cm	96	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2 6 10 8
Bk	97	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2 6 10 9
Cf	98	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2 6 10 10
Es	99	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2 6 10 11
Fm	100	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2 6 10 12
Md	101	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2 6 10 13
No	102	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2 6 10 14
Lr	103	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2 6 10 14
Rf	104	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2 6 10 14
Db	105	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2 6 10 14
Sg	106	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2 6 10 14
Bh	107	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2 6 10 14
Hs	108	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2 6 10 14
Mt	109	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2 6 10 14
Un	110	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2 6 10 14

الملاحق 3 : اكتشاف العناصر

تعامل الإنسان مع بعض العناصر منذ أزمنة ما قبل التاريخ، دون أي دراية بطبعيتها، بلغ عدد هذه العناصر العشرة وهي التالية مع رموزها وأسمائها باللغة اللاتينية :

النحاس (cypros : Cu)	الكربون (carbon : C)
الحديد (ferrum : Fe)	الذهب (aurum : Au)
الرصاص (hydraryrum : Hg) الزئبق (plumbum : Pb)	الفضة (argentum : Ag)
الكبريت (sulfur : S)	القصدير (Zinc : Zn) التوتيع (stannum : Sn)

تبعد في الجدول التالي أسماء العناصر ورموزها وتاريخ اكتشافها وأسماء مكتشفيها.

مصدر التسمية	اسم مكتشفه	رمزه	اسم العنصر	تاريخ الاكتشاف
antimonium من اللاتينية stibium واسمها السابق	فالتين	Sb	أنتيموان	1450
wismut من الألمانية	فالنتين	Bi	بزموت	
arsenicum من اللاتينية	شودر	As	زرنيخ	1649
من اللاتينية وتعني حامل الضوء	هينينغ براند	P	فسفور	1669
من الألمانية kobold وتعني كنز أو منجم	جورج براندت	Co	كوبالت	1735
من الإسبانية platina ومعناها الفضة	ويليام وود	Pt	بلاتين	1741
من السويدية kuppar	آكسيل كرونستاد	Ni	نيكل	1751
من اليونانية hydor وتعني مولد الماء	هنري كافنديش	H	هيدروجين	1766
من اللاتينية fluo وتعني التدفق	كارل شيل	F	فلور	1771
من اليونانية nitron وتعني الملح الصخري	دانيسيل رزفورد	N	نتروجين	1772
من اللاتينية magnes وتعني مغنتيس	جوهان غاهن	Mn	منغنيز	1774
من اليونانية oxys وتعني مولد الحموضة	جون بريستوني	O	أكسجين	

مصدر التسمية	اسم مكتشفه	رمزه	اسم العنصر	تاريخ الاكتشاف
من اليونانية <i>chloros</i> وتعني أخضر	كارل شيل	Cl	كلور	
من اليونانية <i>molybdos</i> وتعني الرصاص	بيتر هلم	Mo	موليبدينوم	1778
من اللاتينية <i>tellus</i> وتعني الأرض	فرانزفون رينشتاين	Te	تلوريوم	1782
من السويدية ومعناه الحجر الثقيل (الاسم السابق لفرام)	دون فوسترو دون دون دوان دولهبيار	W	تتغستين	1783
من الأسطورة اللاتينية <i>Titanes</i>	ويليام غريغور	Ti	تيتانيوم	1789
من اسم النجم <i>Uranus</i>	مارتن كلابروت	U	أورانيوم	
من <i>Ytterby</i> وهو اسم بلدة في السويد	جوهان غادولين	Y	إيتريوم	1794
من اليونانية <i>chromos</i> وتعني اللون	لويس فوكلن	Cr	كروم	1797
من الأسطورة اليونانية <i>Niobe</i>	شارل هاتشن	Nb	نيوبيوم	1801
من الأسطورة اليونانية <i>Tantalus</i>	أندرس إكברغ	Ta	تنتالوم	1802
من اسم أحد الكويكبات <i>Ceres</i>	جون برزيليوس ويلهام هيرنجر	Ce	سريوم	1803
من اللاتينية <i>iris</i> وتعني قوس قزح	سميث تينانت	Ir	إيريديوم	
من اليونانية <i>osme</i> وتعني رائحة	=	Os	أوسميوم	
من اسم أحد الكويكبات <i>Pallas</i>	ويليام فلاستون	Pd	بلاديوم	1804
من اليونانية <i>rhodon</i> وتعني وردة	=	Rh	روديوم	
من اللاتينية <i>kalium</i> وتعني <i>potash</i> والإنكليلزية	همفري ديفي	K	بوتاسيوم	8071

مصدر التسمية	اسم مكتشفه	رمزه	اسم العنصر	تاريخ الاكتشاف
من اللاتينية sodium والإنكليزية soda وتعني ثقيل	=	Na	صوديوم	1808
من اللاتينية barys وتعني ثقيل	=	Ba	باريوم	
نحت من كلمتي borax + carbon	=	B	بورون	
من اللاتينية Calx وتعني الحجر الكسي	=	Ca	كلسيوم	
من Strontia وهو اسم موقع في اسكتلندا	=	Sr	سترلونسيوم	
من اليونانية iodos وتعني بنفسجي	برنارد كورتوا	I	يود	8111
من اليونانية kadmeia وتعني كالامين	فريديريك ستروماير	Cd	كامبيوم	1817
من اليونانية lithos وتعني حجر أرفسن	جوهان	Li	ليتيوم	
من اليونانية selene وتعني قمر	جون	Se	سيلانيوم	
من اللاتينية silex وتعني الصوان	برزيليوس	Si	سيليكون	1824
من الإيرانية Zargun وتعني الذهب الملون	=	Zr	زركونيوم	
من اليونانية bromos وتعني رائحة متنة	انطوان بالارد	Br	بروم	
من اللاتينية alum en وتعني حجر الشب	فريديريك وهلر	Al	المنيوم	1827
من اليونانية beryllion وتعني معدن البريل	=	Be	بريليوم	1828
من الأسطورة السкандинافية Thor	جون بربيليوس	Th	توريوم	
من الإيطالية magnesia	انطوان بوسي	Mg	معنثنيزيوم	1829
من الأسطورة السкандинافية Vanadis	نيلز سفستروم	V	فاناديوم	1830

مصدر التسمية	اسم مكتشفه	رمزه	اسم العنصر	تاريخ الاكتشاف
من اليونانية lanthana وتعني الحجب أو الإخفاء	كارل موساندر	La	لانثانوم	1839
من Ytterbi وهو اسم بلدة في السويد	=	Er	إريبيوم	1843
من Ytterbi وهو اسم بلدة في السويد	كارل موساندر	Tb	تريبيوم	
من اللاتينية Ruthenia وهو اسم روسيا	كارل كلاوس	Ru	روتنينيوم	1845
من اللاتينية caesium وتعني أزرق رمادي	روبرت بنزن	Cs	سيزريوم	1860
من اللاتينية rubidus وتعني أحمر	روبرت بنزن و غوستاف كيرشوف	Rb	روبيديوم	1861
من اليونانية thallos وتعني برعوم	ويليام كرووكس	Tl	تاليوم	
من الكلمة indigo وتعني النيلة	فرديناند رايخ و هيرونيموس ريختر	In	إنديوم	1863
من اللاتينية Gallia وهو اسم فرنسا	بـول دو بوابودرون	Ga	غالليوم	1875
من Ytterbi وهو اسم بلدة في السويد	جون مارينياك	Yb	إيتريوم	1878
من اللاتينية Holmia وهو اسم مدينة استكهولم	بركليف	Ho	هلميوم	1879
من اسم سкандинافيا	لارس نيلسون	Sc	سكانديوم	
من اسم عالم الفلزات الروسي Samarski	بـول دو بوابودرون	Sm	ساماريوم	
من السويدية Thule وتعني البلدان الشمالية	بركليف	Tm	توليوم	
من اسم الكيميائي الفنلندي Gadolin	جون مارينياك	Gd	غادوليانيوم	1885

مصدر التسمية	اسم مكتشفه	رمزه	اسم العنصر	تاريخ الاكتشاف
من نحت الكلمتين اليونانيتين neo وتعني جديد و didymos وتعني التوأم	كارل ولسباخ	Nd	نيوديميوم	
من نحت الكلمتين اليونانيتين prasios وتعني الأخضر didymos وتعني التوأم	=	Pr	برازيديميوم	
من اليونانية dysprositos وتعني صعب المطال	بول دو بوابورون	Dy	ديسبروزيوم	1886
من اسم ألمانيا باللاتينية هو Germania	كاليمنس ونكلر	Ge	جرمانيوم	
من اليونانية argos وتعني خامل أو غير فعال	لورد رايلي وويليام رامسي	Ar	أرغون	1894
من اليونانية helios وتعني الشمس	ويليام رامسي وويليام كروكس	He	هيليوم	
من اسم أورينا	أوجين دومرسى	Eu	أوروبيوم	1896
من اليونانية krypto وتعني الحجب أو التعمية	ويليام رامسي وموريس ترافرز	Kr	كريتون	1898
من اليونانية neos وتعني جديد	=	Ne	نيون	
من اليونانية xenos وتعني غريب	=	Xe	كريزون	
تخليداً لاسم بدها بولونيا	ماري كوري	Po	بولونيوم	
من اللاتينية radius وتعني شعاع	=	Ra	راديوم	
من اليونانية aktis وتعني شعاع	أندريه دو بيليرن	Ac	اكتينيوم	1899
نحن من كلمتي radium و emanation وتعني إصدار الراديوم	إرنست دورن	Rn	رادون	1900

مصدر التسمية	اسم مكتشفه	رمزه	اسم العنصر	تاريخ الاكتشاف
من اسم مدينة باريس باللاتينية Lutetia وهو	جورج أوريان وكارل ولسياخ	Lu	لوتيسيوم	1907
من اليونانية protos وتعني أول actinum +	ليز ميتز وأوتو هاهن	Pa	بروتكتينيوم	1917
من اسم مدينة كنهاعن باللاتينية Hafnia وهو	ديرك كوستر وجيروجي هفرسي	Hf	هافنيوم	1923
من اسم نهر الراين بالألمانية Rhein وهو	والتر نوداك وايدا تايك	Re	رينيوم	1925
من اليونانية technetos وتعني صنعي	بربيه وإميلو سغري	Tc	تكنيسوم	1937
من اسم فرنسا	مرغريت بري	Fr	فرنسيوم	1939
من اليونانية astatos وتعني غير ثابت	إميليو سغري ورفاقه	At	أستانتين	
من اسم النجم Neptune	فيليب أبلسن وإدواردن مكميلان	Np	نبتونيوم	1940
من الأسطورة اليونانية Prometheus	ج. مارنسكي ورفاقه	Pm	بروميثيوم	
من اسم النجم Pluto	غلن سيبيروغ وإدواردن ماتيسون	Pu	بلوتونيوم	1941
من اسم أمريكا	غلن سيبيروغ وإدواردن ماتيسون	Am	أميركيوم	1944
من اسم مدام كوري	=	Cm	كوريوم	
من اسم بيركلي في كاليفورنيا	=	Bk	بركليليوم	1950
من اسم كاليفورنيا	=	Cf	كاليفورنيوم	
من اسم إيشتاين	=	Es	أينشتانيوم	1952
من اسم فيرمي	=	Fm	ف Fermium	

مصدر التسمية	اسم مكتشفه	رمزه	اسم العنصر	تاريخ الاكتشاف
من اسم ماندلبيف	غلن سبيورغ أَلْبِرْت جيورسو ورفاقهما	Md	ماندلبيفيوم	1955
من اسم نوبل	=	No	نوبيوم	1957
من اسم لورنس	أَلْبِرْت جيورسو ورفاقه	Lr	لورنسيوم	1961
من اسم رذرفورد	جامعة كاليفورنيا	Rf	رذرفوريوم	1969
من اسم هاين	=	Ha	هاهنيوم	1970

الملحق 4 : الفائزون بجائزة نوبل في الكيمياء في القرن العشرين

تحمل هذه الجائزة اسم المهندس السويدي ألفرد نوبل المتوفي سنة 1896. وقد أوصى بمنح جوائز تحمل اسمه في الكيمياء والفيزياء والطب والأداب والسلام. تعد جائزة نوبل أرقى جائزة علمية حتى الآن، وتحتها أكاديمية العلوم السويدية تقديرًا لأعمال علمية متميزة في المجالات المذكورة. بدأ منح هذه الجوائز منذ سنة 1901، ونبين فيما يلي أسماء الذين فازوا بها في الكيمياء مع بيان العمل الذي أهلهم لذلك.

الجنسية	الفائز	سنة المنح
هولندي	جاكيوب هنريسيون فانت هوف دراسة قوانين التحرير الكيميائي وضغط التحال	1901
الماني	إميل فيشر الاصطناع العضوي وبخاصة للسكريات ومجموعات البورين	1902
سويدى	سفانت أرهينيوس تطوير نظرية التحليل الكهربائي لتفاك الإيوني	1903
بريطانى	ويليام رامسى اكتشاف العناصر النادرة: الهليوم والكريبيتون والنیون والكريزنون	1904
الماني	آدولف فون باير تطوير الأصبغة بما فيها النيلة ودراسة المركبات العطرية	1905
فرنسي	هنرى موستان اكتشاف الفلور وتطوير الفرن الكهربائي	1906
الماني	إدوارد بختز بحوث في الكيمياء الحيوية بما في ذلك التخمر	1907
نيوزيلاندى	إرنست رذرفورد تحريات عن جسيمات ألفا والتحلل (أو الأضمحلال) الإشعاعي	1908
الماني	ويلhelm أوستفالد وكيمياء المواد المشعة	1909
الماني	أوتو والاش دراسة التفاعلات الكيميائية والوسطاء	1910

جنسية	الفائز	سنة المنح
هولندي	جاكوب هنريسيون فانت هوف	1901
	دراسة قوانين التحرير الكيميائي وضغط التحال	
الماني	إميل فيشر	1902
	الاصطناع العضوي وبخاصة للسكريات ومجموعات البورين	
سويدى	سفانت أرهينيوس	1903
	تطوير نظرية التحليل الكهربائي للتقاك الإيوني	
بريطانى	ويليام رامسى	1904
	اكتشاف العناصر النادرة: الهليوم والكريبتون والنيون والكزنيون	
الماني	آدولف فون باير	1905
	تطوير الأصبغة بما فيها النيلة ودراسة المركبات العطرية	
	دراسة المركبات الأليفاتية الحلقية	
فرنسية	ماري كوري	1911
	اكتشاف عنصر الراديوم والبوليونيوم	
فرنسيان	فيكتور غرينيار وبول ساباتيه	1912
	دراسات في كيماء الاصطناع العضوي	
سويسرى	ألفرد ورنر	1913
	دراسة ارتباط الذرات في الجزيئات	
أمريكى	تيدور ريتشارد	1914
	تحديد الأوزان الذرية الصحيحة للعديد من العناصر	
الماني	ريتشارد ويلستاتر	1915
	دراسة الكلورو فيل وأصياغه	
	حجبت الجائزة	1916
		1917
الماني	فريتز هابر	1918
	تطوير طريقة لاصطناع الأمونيا	
	حجبت الجائزة	1919
الماني	والتر نزنست	1920
	دراسة حرارة التفاعل (الكيماء الحرارية)	
بريطانى	فريدرريك سودى	1921

القائز	سنة المنح	جنسيته
جاكوب هنريسيون فانت هوف	1901	هولندي
دراسة قوانين التحرير الكيميائي وضغط التحال		
إميل فيشر	1902	الماني
الاصطناع العضوي وبخاصة للسكريات ومجموعات البورين		
سفانت أرهينيوس	1903	سويدى
تطوير نظرية التحليل الكهربائي للتكلاك الإيوني		
ويليام رامسي	1904	بريطانى
اكتشاف العناصر النادرة: الهليوم والكريبيتون والنيون والكزنيون		
آدولف فون باير	1905	الماني
تطوير الأصبغة بما فيها النيلة ودراسة المركبات العطرية		
دراسة النظائر		
فرنسيس أستون	1922	بريطانى
المطافية الكثوية واكتشاف نظائر العديد من العناصر غير المشعة		
فريتز برغل	1923	نساوى
تطوير التحليل الميكروي للمركبات العضوية		
حجب الجائزة	1924	
ريتشارد زيموندى	1925	الماني
دراسة المحاليل الغراونانية		
تيودور سفدرغ	1926	سويدى
دراسة الجمل المبعثرة		
هرشى أوتو ويلاند	1927	الماني
دراسة تركيب الحموض الصفاروية والمواد المرتبطة بها		
أدلو夫 وندس	1928	الماني
دراسة الإستروئيدات، وبخاصة الستيرون، وارتباطها بالفيتامينات		
أرثرهارن وهانزفون أولر - شلين	1929	- الماني/سويدى بريطانى
دراسة الأنزيمات والتخمر		
هانز فيشر	1930	الماني
دراسة بنية اليمور (الهيماوغلوبين) واليخصوص (الكلوروفيل)		
كارل بوش وفريديريش برجيس	1931	الماني

القائز	سنة المنح	جنسيته
جاكوب هنريسيون فانت هوف	1901	هولندي
دراسة قوانين التحرير الكيميائي وضغط التحال		
إميل فيشر	1902	الماني
الاصطناع العضوي وبخاصة للسكريات ومجموعات البورين		
سفانت أرهينيوس	1903	سويدى
تطوير نظرية التحليل الكهربائي للتقاك الإيوني		
ويليام رامسي	1904	بريطانى
اكتشاف العناصر النادرة: الهليوم والكريبيتون والنيون والكزنيون		
آدولف فون باير	1905	الماني
تطوير الأصبغة بما فيها النيلة ودراسة المركبات العطرية		
اصطناع الأمونيا وهدرجة الفحم الحجري		
إيفينغ لانغمور	1932	أمريكي
دراسة حول كيمياء السطوح		
حجب الجائزة	1933	
هارولد أوري	1934	أمريكي
اكتشاف الهيدروجين التقيل: الدوتيريوم		
كورى فريدريك واينر جولي	1935	فرنسيان
اصطناع نظائر مشعة جديدة		
بيتر ديباي	1936	هولندي
دراسة العزوم ثنائية الأقطاب وانعراج الأشعة السينية و والإلكترونات في الغازات		
والتر هاروت وبول كارز	1937	بريطانى - سويسرى
بحوث عن الفيتامينات		
ريتشارد كوهن	1938	ألماني
بحوث عن الفيتامينات والكاروتينيدات (أكدها على رفض الجائزة إلا أنها منحت في سنة 1946)		
أدلو夫 بوتننت وليوبولد روزيكا	1939	ألماني - سويسرى
دراسات عن الهرمونات الجنسية ومتعددات المثيلين. وقد أجبر بوتننت على رفض الجائزة		
حجب الجائزة	1940	

القائز	سنة المنح	جنسيته
جاكوب هنريسيون فانت هوف	1901	هولندي
دراسة قوانين التحرير الكيميائي وضغط التحال		
إميل فيشر	1902	الماني
الاصطناع العضوي وبخاصة للسكريات ومجموعات البورين		
سفانت أرهينيوس	1903	سويدى
تطوير نظرية التحليل الكهربائي للتقاك الإيوني		
ويليام رامسي	1904	بريطانى
اكتشاف العناصر النادرة: الهليوم والكريبتون والنيون والكزنيون		
آدولف فون باير	1905	الماني
تطوير الأصبغة بما فيها النيلة ودراسة المركبات العطرية		
	1941	
	1942	
جيورجي فون هفرزى	1943	هنغاري/سويدى
استخدام النظائر كمقدبات في دراسة العمليات الكيميائية		
أوتو هاين	1944	الماني
اكتشاف الاشتطار النووي في العناصر الثقيلة		
أرتوري فيرتان	1945	فنلندى
دراسات حول الكيمياء الحيوية الزراعية وحفظ الأطعمة		
جيمس سومر ووندل ستانلى وجون نورثروب	1946	أمريكيون
بلورة الأنزيمات وتحضير أنزيمات نقية		
روبرت روينسن	1947	بريطانى
دراسات في الكيمياء الحيوية وبخاصة القلوانيات		
آرن تيزيليوس	1948	سويدى
دراسة عن بروتينات المصل والتحال الكهربائي والأدمصاص		
ويليام جيوك	1949	أمريكي
دراسات عن التبريد والترموديناميك الكيميائي		
أوتو ديلز وكورت أدلر	1950	الماني عربي
عن الاصطناع العضوي		
إدوين ماكميلان وغلن سيبورغ	1951	أمريكيان

القائز	سنة المنح	جنسيته
جاكوب هنريسيون فانت هوف	1901	هولندي
دراسة قوانين التحرير الكيميائي وضغط التحال		الألماني
إميل فيشر	1902	
الاصطناع العضوي وبخاصة للسكريات ومجموعات البورين		سويدى
سفانت أرهينيوس	1903	
تطوير نظرية التحليل الكهربائي للتقاك الإيوني		بريطانى
ويليام رامسى	1904	
اكتشاف العناصر النادرة: الهليوم والكريبتون والنيون والكزنيون		المانى
آدولف فون باير	1905	
تطوير الأصبغة بما فيها النيلة ودراسة المركبات العطرية		المانى
اكتشاف كيمياء عوابر الأورانيوم		بريطانيان
أرنر مارتن وريتشارد سِنْغ	1952	
اكتشاف الاستشراب التفرقي		أمريكى
هرمن ستودينغر	1953	المانى غربى
اكتشافات في المتماثرات (البوليمرات) ونظرية السلسل الجزيئية الكبرية		أمريكى
ليونس باولانج	1954	
بحوث عن طبيعة القوى ما بين الذرية		أمريكى
فنست دو فينيو	1955	
اصطناع هرمون متعدد الببتيد		بريطانى - سوفياتى
سيريل هتشلورود ونيكوللى سيمينوف	1956	
بحوث عن آلية التفاعلات الكيميائية المتسلسلة		بريطانى
ألكسندر تود	1957	
أعمال عن النيوكليوتيدات وتركيب بروتينات الخلية		بريطانى
فريديك سنجر	1958	
أعمال عن بنية الإنسولين		بريطانى
باروسلاف هيروفسكي	1959	
تطوير تقانة التحليل الاستقطابي		أمريكى
ويلار ليلى	1960	
تطوير تقانة التاريخ بالكريون المشع		أمريكى
ملفن كالفن	1961	

القائز	سنة المنح	جنسيته
جاكوب هنريسيون فانت هوف	1901	هولندي
دراسة قوانين التحرير الكيميائي وضغط التحال		الألماني
إميل فيشر	1902	
الاصطناع العضوي وبخاصة للسكريات ومجموعات البورين		سويدى
سفانت أرهينيوس	1903	
تطوير نظرية التحليل الكهربائي للتكلاك الإيوني		بريطانى
ويليام رامسى	1904	
اكتشاف العناصر النادرة: الهليوم والكريبيتون والنيون والكزنيون		المانى
آدولف فون باير	1905	
تطوير الأصبغة بما فيها النيلة ودراسة المركبات العطرية		بريطانى
دراسة عملية الاصطناع الضوئي		
جون كندرو وماكس بيروتز	1962	بريطانيان
دراسات عن بنية البروتينات الطروية		
كارل زيلر وجيوبيانا	1963	المانى غربى - إيطالى
دراسة المتأثرات وتقاعلات التمايز		
دوروثى هودكن	1964	بريطانية
التحليل بالأشعة السينية لجزيئات العضوية الكبيرة		
روبرت وودوارد	1965	أمريكى
اصطناع مركبات عضوية ضخمة بما فيها اليخصوصور		
روبرت مولiken	1966	أمريكى
أعمال عن الرابطة الكيميانية والبنية الإلكترونية لجزيئات		
رونالد نوريش وجورج بورتر ومانفرد إيجن	1967	بريطانيان وألمانى غربي
دراسات وقياسات التقاعلات السريعة جدا		
لارس أوينزاجر	1968	أمريكى
اكتشاف الترموديناميك غير المتوازن		
ديرك بارتون وأد هاسل	1969	بريطانى - نرويجى
دراسة عن تأثير الكيماء الفراغية على سرعة التفاعل		
لويس لولوار	1970	فرنسي - أرجنتينى

القائز	سنة المنح	جنسيته
جاكوب هنريسيون فانت هوف	1901	هولندي
دراسة قوانين التحرير الكيميائي وضغط التحال		الألماني
إميل فيشر	1902	
الاصطناع العضوي وبخاصة للسكريات ومجموعات البورين		سويدى
سفانت أرهينيوس	1903	
تطوير نظرية التحليل الكهربائي للتقاك الإيوني		بريطانى
ويليام رامسى	1904	
اكتشاف العناصر النادرة: الهليوم والكريبتون والنئون والكزنيون		ألمانى
آدولف فون باير	1905	
تطوير الأصبغة بما فيها النيلة ودراسة المركبات العطرية		
دراسة عن المواد الكيميائية الحيوية المخزنة للطاقة		
جرهارد هرزنج	1971	كندى
دراسة عن الجذور الحرة		
كريستيان أنفنشن وستانفرد مور وويليام ستاين	1972	أمريكىون
مساهمة في دراسة كيمياء الأنزيمات		
إرنسن فيشر وجيفوري ويلكينسون	1973	ألمانى غربى - بريطانى
دراسة كيمياء المركبات المعدنية العضوية		
بول فلوري	1974	أمريكى
تطوير طريقة تحليلية لدراسة الجزيئات ذات السلسل الطويلة		
جون كورن فورث وفلاديمير برلخ	1975	بريطانى / أسترالى تشيكى / سويسرى
مساهمة في دراسة الكيمياء الفراغية		
ويليم ليسكومب	1976	أمريكى
دراسة كيمياء البورانات		
إيليا بريغوجين	1977	بلجيكى
مساهمة في دراسة الترموديناميك غير المتوازن		
بيتر ميشل	1978	بريطانى
دراسة انتقال الطاقة في الخلية		
هربرت براون وجورج ويتنغ	1979	أمريكى - ألمانى غربى

الجنسية	الفائز	سنة المنح
هولندي	جاكوب هنريسيون فانت هوف	1901
الماني	إميل فيشر	1902
سويدى	سفانت أرهينيوس	1903
بريطانى	ويليام رامسى	1904
الماني	آدولف فون باير	1905
أمريكى	فريديريك سانجر وبول برغ ووالتر جيلبرت	1980
يابانى-أمريكى	كينشى موكي ورولد سهوفمان	1981
جنوب إفريقى/بريطانى	آرون كلوج	1982
كندى/أمريكى	هنرى توب	1983
أمريكى	بروس مريفلد	1984
أمريكى	هربرت هتمان و جيروم كارل	1985
أمريكى-صينى-كندى	ندلى هرشباخ ويون لي وجون بولانى	1986
أمريكى-نرويجى/أmerikan	دونالد لرام وشارل بدرسن وجون ماري لن	1987

المنجني	الفائز	سنة المنح
هولندي	جاكوب هنريسيون فانت هوف	1901
الماني	إميل فيشر	1902
سويدى	سفانت أرهينيوس	1903
بريطانى	ويليام رامسى	1904
الماني	أدولف فون باير	1905
أمريكى-فرنسى	دراسة عن الجزيئات الاصطناعية التي تستطيع تقليد التفاعلات الكيميائية لعمليات الحياة	
المانيون غربيون	جوهان ديزنهاور وروبرت هوير وهرتموث ميشيل بحوث في الاصطناع الصناعي	1988
أمريكيان	سيdney ألتمن و توماس سك	1989
أمريكى	الياس كوري	1990
سويسرى	تقانات النسخ الاصطناعي لمواد طبيعية ولاستخدامها كعقاقير	
كندى	ريتشارد إرنست رولف ماركوس	1992
أمريكى-بريطانى	التتبؤ بالتفاعلات المتبادلة ما بين الجزيئات في المحاليل	
هنغاري/أمريكى	كارى موليس و ميشيل سميث دراسة عن التفاعلات المتسلسلة التي يسببها أنزيم البوليمراز والطفرات النوكليوتيدية	1993
	جورج أولاه دراسات عن كيميا (carbocation) الفائقة الحموضة	1994

القائز	سنة المنح	جنسيته
جاكوب هنريسيون فانت هوف دراسة قوانين التحرير الكيميائي وضغط التحال	1901	هولندي
إميل فيشر الاصطناع العضوي وبخاصة للسكريات ومجموعات البورين	1902	الماني
سفانت أرهينيوس تطوير نظرية التحليل الكهربائي للتقاك الإيوني	1903	سويدى
ويليام رامسى اكتشاف العناصر النادرة: الهليوم والكريبيتون والنيون والكزنيون	1904	بريطانى
آدولف فون باير تطوير الأصبغة بما فيها النيلة ودراسة المركبات العطرية	1905	الماني
بول كروثرن وماريو مولينا وشروع راولاند	1995	هولندي-مكسيكي - أمريكي
دراسة التفاعلات الكيميائية في طبقة الأوزون		
روبرت كُرل والسير هارولد كروتو وريتشارد سميلاي	1996	أمري-بريطاني-أمريكي
لاكتشافهم القوئيرينات		
بول بوير وجون والكر وجنس سكو	1997	أمريكي-بريطاني - دانماركي
لمساهمتهم في إيضاح الآلية الأنزيمية التي تحكم اصطناع ثلاثي سفات الأدينوزين ATP		
والتركون وجون بولن	1998	أمريكان
لتطوير أولهما نظرية وظيفية الكثافة، وتطوير الثاني طرقاً حاسوبية في الكيمياء الكوانтиة		
أحمد زويل	1999	مصري
لعمله في مجال الفمتو ثانية ووضع مبادئ كيمياء الفمتو		
ألان هيجر وألان ماك وهيديكى شيراكاوا	2000	أمريكان/ياباني
اكتشاف وتطوير البوليمرات الناقلة		

المراجع

١ - المراجع العربية

أ - الكتب

١ - الكتاب المرجع في الكيمياء بالوطن العربي

- الجزء الأول: الدراسات والجزئيات

د. نعمان سعد الدين النعيمي

د. غازي عبد الوهاب درويش

د. فؤاد قببور

جامعة بغداد - بغداد - الجمهورية العراقية

- الجزء الثاني : التفاعلات الكيميائية

د. محمد عبد العزيز الحجاجي

د. ابراهيم الزامل الزامل

د. سليمان حماد الخويطر

جامعة الملك سعود - الرياض - المملكة العربية السعودية

- الجزء الثالث: حالات المادة وتحولاتها

د. صلاح يحياوي

د. موفق شخا شيرو

د. هياں بیر قادر

جامعة دمشق - دمشق - الجمهورية العربية السورية

- الجزء الرابع: كيمياء العناصر

د. الهادي زروق

د. المولدي عبد الكافي

د. قاسم أم الزين

جامعة تونس المنار - تونس - الجمهورية التونسية

المنظمة العربية للتربية والثقافة والعلوم 1988 - تونس

٢ - الكيمياء الأعضوية للأجزاء (١)، (٢)، (٣)

د. نعمان سعد الدين النعيمي ومجموعة من الأساتذة

مطبعة كلية العلوم - جامعة بغداد 1980 - بغداد - العراق

3 - مدخل إلى الكيمياء اللاعضوية

تأليف: أ. لوت و س. ف. بيل

ترجمة: د. نعمان سعد الدين التعيمي و د. عبد الرزاق الفروغلي

4 - الكيمياء اللاعضوية:

د. محمد عبد المعطي

منشورات جامعة حلب 1982 - حلب - الجمهورية العربية السورية

5 - الكيمياء العامة (1)

د. عبد المجيد شيخ حسين د. محمد شهير هاشم

دار الطباعة الحديثة 1982 - دمشق - الجمهورية العربية السورية

6 - الكيمياء العامة (1)

د. اصلاح الخيمي د. فؤاد الصالح د. محمد علي المنجد

مطبعة المدينة 1984 - دمشق - الجمهورية العربية السورية

7 - الكيمياء العامة (1) - المدخل إلى الكيمياء البنوية -

د. رياض حجازي

منشورات جامعة حلب 1985 - حلب - الجمهورية العربية السورية

8 - الكيمياء اللاعضوية - الأسس النظرية -

د. رياض حجازي

منشورات جامعة حلب 1989 - حلب - الجمهورية العربية السورية

9 - الكيمياء العامة في سؤال وجواب

تأليف الدكتور عبد الحليم منصور

المركز العربي للتعريب والترجمة والتأليف والنشر 2000

دمشق - الجمهورية العربية السورية

10 - الكيمياء العامة (بنية المادة) جزان

تأليف: حسن بوزيان - الطبعة الثانية 2010

ديوان المطبوعات الجامعية - الساحة المركزية - بن عكnon - الجزائر - الجمهورية الجزائرية

11 - الكيمياء العامة

د. إبراهيم صادق الخطيب د. مصطفى زكي اعبيد

دار المسيرة للنشر والتوزيع 2000 - عمان - الأردن

12 - أساس الكيمياء العامة وغير العضوية

د. أحمد مدحت إسلام د. مصطفى محمود عمارة
دار الفكر العربي 2000 - مدينة نصر - القاهرة - مصر

13 - الكيمياء اللاعضوية (2)

د. محمد علي المنجد د. عبد المجيد البلاخي
المطبعة التعاونية 1988 - دمشق - الجمهورية العربية السورية

14 - الكيمياء اللاعضوية (2)

د. هياں بیر قادر د. محمد علي المنجد
المطبعة الجديدة 1984 - دمشق - الجمهورية العربية السورية

15 - الكيمياء اللاعضوية (2)

د. رياض حجازي د. محمد نصوح علیا
منشورات جامعة حلب 1992 - حلب - الجمهورية العربية السورية

16 - الكيمياء اللاعضوية (3) كيمياء المعادن الانتقالية

د. أحمد الحاج سعيد د. هياں بیر قادر
المطبعة الجديدة 1986 - دمشق - الجمهورية العربية السورية

17 - الكيمياء اللاعضوية (3) كيمياء المعادن الانتقالية

د. رياض حجازي د. محمد نصوح علیا
منشورات جامعة حلب 1998 - حلب - الجمهورية العربية السورية

18 - كيمياء العناصر الانتقالية

د. محمد عبد الفتاح علي د. عائض بن سعد الشهري
د. محمد علي خليفة الصالح

دار النشر العلمي 2001 - جامعة الملك سعود
الرياض - المملكة العربية السعودية

19 - جولة في عالم الفلزات النادرة

تأليف: س. فينيتسكي
ترجمة: د. عيسى مسروح

دار مير 1987 - موسكو - روسيا الاتحادية

20 - عالم الفلزات

تأليف: محمد غالب سعيد

ديوان المطبوعات الجامعية - الساحة المركزية

بن عكنون - الجزائر - الجمهورية الجزائرية

ب - مذكرة التخرج والمجلات

1 - أسماء العناصر ورموزها في علم الكيمياء

مذكرة لنيل شهادة أستاذ التعليم الثانوي

إعداد آمال عمارة إشراف د. بوبيكر ناجمي

دفعة جوان 2004 - المدرسة العليا للأساتذة - القبة - الجزائر

2 - دراسة مفصلة لعناصر الجدول الدوري $Z \leq 50$

مذكرة لنيل شهادة أستاذ التعليم الثانوي

إعداد سعاد تثيرت و وهيبة حكم إشراف حسن بوزيان

دفعة جوان 2012 - المدرسة العليا للأساتذة - القبة - الجزائر

3 - مجلة العلوم

مجلة أمريكية شهرية مترجمة إلى أكثر من عشر لغات

النسخة العربية تصدر عن مؤسسة الكويت للتقدم العلمي

عنوان المقالة: "نشأة الجدول الدوري وتطوره"

إعداد الأستاذ: Eric R. Scerri أستاذ الكيمياء بجامعة بيردو

الولايات المتحدة الأمريكية - العدد الخامس - ماي 1999

4 - مجلة عالم الذرة

مجلة علمية دورية تصدر ست مرات في السنة

هيئة الطاقة الذرية السورية

كفر سوسة - دمشق - الجمهورية العربية السورية

ج - موقع الانترنت

1 - ويكيبيديا: الموسوعة العربية الحرة

2 - جدول التصنيف الدوري للعناصر - إعداد الأخضر معنوق

المعهد الوطني لتكوين إطار التربية - الحراش - الجزائر
<http://www.infpe.edu.dz>

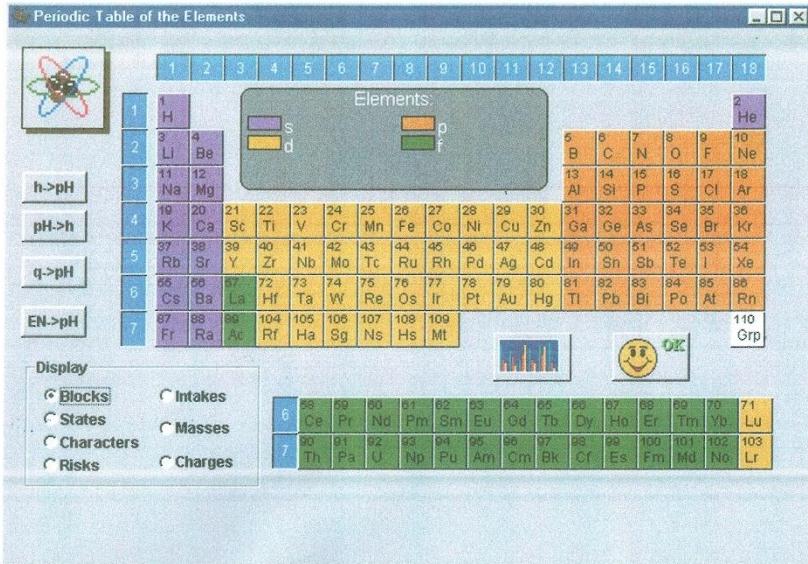
Periodic Table of Elements

IA	IIA											VIIA		VIIIA			
1 H	2 Be											F		Ne			
3 Li	4 Be											O		He			
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar										
19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 Y	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Ru	44 Rh	45 Pd	46 Ag	47 Cd	48 In	49 Sn	50 Sb	51 Te	52 I	53 Xe	
55 Cs	56 Ba	57 La*	58 Hf	59 Ta	60 W	61 Re	62 Os	63 Ir	64 Pt	65 Au	66 Hg	67 Tl	68 Pb	69 Bi	70 Po	71 At	72 Rn
87 Fr	88 Ra	89 Ac*	90 Rf	91 Fr	92 Ra	93 Ac	94 Rf	95 Fr	96 Ra	97 Ac	98 Rf	99 Fr	100 Ra	101 Ac	102 Rf	103 Fr	104 Ra

58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	Lu Lu
90 Th	91 Pa	92 Pu	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr

*Actinide Series

The Elements and Isotopes											
File Display Other Options Help											
	Select Element			Data Displayed							
	Hydrogen	Atomic Weight	86 - Radon								
	Ia	Ia	IIB	IVB	Vb	VIb	VIIb	VIII	VII	VIIA	VIIIA
1	H 1 0.0079										
2	Li 3 6.941	Be 4 9.0121									
3	Mg 12 22.988	Mg 12 24.305									
4	K 19 39.098	Ca 20 40.078	Sc 21 44.955	Tl 22 69.941	V 23 50.941	Cr 24 51.998	Mn 25 54.928	Fe 26 55.845	Ce 27 58.933	Ni 28 63.546	B 29 69.723
5	Rb 37 85.467	Sr 38 87.62	Y 39 88.305	Zr 40 81.224	Nb 41 82.908	Mo 42 95.94	Tc 43 99.07	Ru 44 102.90	Pd 45 106.42	Ag 46 107.98	Gd 47 112.41
6	Cs 55 132.90	Ca 56 137.90	La 57 138.90	Hf 72 178.94	Ta 73 183.24	W 74 183.24	Tc 75 190.23	Os 76 191.23	Ir 77 195.07	Pt 78 196.96	Eu 79 200.59
7	Fr 87 223	Ra 88 226	Ac 89 227	Rf 104 261	Dy 105 262	Sg 106 263	Bh 107 262	Mt 108 265	Uub 109 266	Uup 110 271	Hd 111 271
	Lanthanide			58 Ce 140.11	59 Pr 140.90	60 Nd 144.24	61 Pm 145.00	62 Sm 150.36	63 Eu 151.95	64 Gd 155.25	65 Dy 159.92
	Actinide			66 Tb 162.5	67 Ho 163.5	68 Dy 163.5	69 Er 164.53	70 Tm 167.25	71 Yb 168.93	72 Lu 174.95	
				73 Th 229.03	74 Pa 231.05	75 U 238.02	76 Np 232.07	77 Pu 238.03	78 Am 244.03	79 Cm 243.27	
				80 Bk 243.01	81 Cf 243.05	82 Cf 243.27	83 Bk 247.01	84 Fm 251.05	85 Md 257.01	86 No 259.05	
				87 Uuh 261.01	88 Uug 269.01	89 Uuh 269.05	90 Uuh 271.01	91 Fm 271.05	92 Md 271.05	93 No 271.05	



The Periodic Table of Irrational Nonsense

Adapté de http://www.nrc-cnrs.gc.ca/education/pdf/pres_f.pdf

